



REPUBLIQUE ISLAMIQUE DE MAURITANIE

Honneur - Fraternité - Justice

MINISTRE DE L'EDUCATION NATIONALE
DE LA FORMATION TECHNIQUE
ET DE LA REFORME
INSTITUT PEDAGOGIQUE NATIONAL

LIVRE
DE
CHIMIE

Institut Pédagogique National

5^{ème} AS

Institut Pédagogique National

AVANT- PROPOS

L'institut Pédagogique National a le plaisir de présenter à la famille scolaire un manuel de chimie pour la 5^{ème} année du secondaire conformément aux nouveaux programmes révisés en 2020 ; il intègre les orientations proposées dans le curriculum des programmes.

Ce document, destiné aux élèves des classes de la 5C et D

Il comprend cinq chapitres :

- QUANTITE DE MATIERE
- DE L'ATOME A L'ELEMENT CHIMIQUE
- MOLECULE ET ION
- LES IONS EN SOLUTIONS
- LES SOLUTIONS AQUEUSES

Il a été procédé à l'adoption de la méthodologie suivante :

- Cours
- Applications ;
- Exercices.

Nous souhaitons que cet ouvrage apporte une aide active à l'enseignement de la chimie de la 5^{ème}.

Les auteurs souhaitent que les utilisateurs de ce manuel leur fassent parvenir leurs remarques et leurs suggestions constructives.

Les auteurs

Institut Pédagogique National

Table Matières

Titre	Page
AVANT- PROPOS	03
QUANTITE DE MATIERE	07
DE L'ATOME A L'ELEMENT CHIMIQUE	28
MOLECULES ET IONS	45
LES IONS EN SOLUTIONS	61
LES SOLUTIONS AQUEUSES	78

Institut Pédagogique National

CHAPITRE 1 : QUANTITE DE MATIERE

Objectifs :

- ✓ Savoir calculer les masses molaires moléculaires.
- ✓ Savoir calculer la quantité de matière à partir d'une masse ou d'un volume de gaz.
- ✓ Savoir exploiter l'équation d'état des gaz parfaits.
- ✓ Savoir dresser un tableau d'avancement d'une réaction chimique et l'utiliser pour effectuer des calculs de prévisions.

I. NOTION DE MOLE

1. Nécessité de la mesure en chimie

La connaissance des quantités de matière est importante dans des domaines variés :

- Afin de connaître la composition et la qualité de l'air (pollution)
- Pour connaître la composition d'une quantité d'eau,
- Pour vérifier la composition des produits alimentaires,
- Pour se protéger de substances qui peuvent être dangereuses pour l'homme.
Par exemple, le taux de glycémie dans le sang.

De façon générale pour améliorer notre qualité de vie.

2. De l'échelle microscopique à l'échelle macroscopique

Pour pratiquer la chimie, les chimistes doivent dénombrer le nombre d'atomes, d'ions ou de molécules appelés « entités chimiques » (échelle microscopique) présentes dans les échantillons de matière qu'ils manipulent à l'échelle humaine (échelle macroscopique).

Exemple : Sachant que la masse d'un atome de fer est égale à $9,3 \cdot 10^{-23} \text{g}$, le nombre d'atomes de fer contenu dans un échantillon de masse $m=3,5 \text{g}$ se calcule comme suit :

$$N = \frac{3,5}{9,3 \cdot 10^{-23}} = 3,8 \cdot 10^{22} \text{ atomes} .$$
 Ces nombres sont si grands que les chimistes ont eu l'idée,

pour faciliter le décompte, regrouper les entités chimiques en « paquets » comme dans la vie courante (Ex : feuilles de papier regroupées en rames de 500 feuilles, œufs regroupés par 6 ou 12...). Ce paquet appelé **mole** comporte toujours le même nombre d'entités.

a. Définition de la mole :

Une mole d'entités élémentaires chimiques (atomes, ions, molécules) est la quantité de matière d'un système contenant $6,02 \cdot 10^{23}$ entités identiques.

La mole est l'unité de la quantité de matière, son symbole est mol.

Exemple

- ✓ Dans une mole d'atomes de fer il y a $6,02 \cdot 10^{23}$ atomes de fer.
- ✓ Dans une mole d'ions cuivre II Cu^{2+} , il y a $6,02 \cdot 10^{23}$ ions de cuivre II
- ✓ Dans une mole de molécules de (CO_2) , il y a $6,02 \cdot 10^{23}$ de molécules de CO_2 .

b. La constante ou nombre d'Avogadro N_A

Le nombre d'entités élémentaires contenu dans une mole est : $N_A = 6,02 \times 10^{23}$, appelé nombre d'Avogadro

II. LA MASSE MOLAIRE

a. Masse molaire atomique

La masse molaire atomique d'un élément correspond à la masse d'une mole d'atome de cet élément. On la note **M** et elle s'exprime en $\text{g}\cdot\text{mol}^{-1}$.
C'est une caractéristique de l'élément chimique.

Exemple

Symbole	Masse molaire atomique en $\text{g}\cdot\text{mol}^{-1}$
H	1
O	16
C	12
N	14
Fe	56
Ca	40
Na	23
Cl	35,5
S	32
K	39
Al	27

b. Masse molaire moléculaire

La masse molaire moléculaire représente la masse d'une mole de molécules d'une espèce chimique. Elle est égale à la somme des masses molaires atomiques des éléments constituant la molécule. Elle est notée **M** et exprimée en $(\text{g}\cdot\text{mol}^{-1})$.

Exemple

Calcul de la masse molaire moléculaire de l'urée qui a pour formule : $\text{CH}_4\text{N}_2\text{O}$.

$$M(\text{CH}_4\text{N}_2\text{O}) = M(\text{C}) + 4xM(\text{H}) + 2x M(\text{N}) + M(\text{O}).$$

$$M((\text{CH}_4\text{N}_2\text{O}) = 12 + 4x1 + 2x14 + 16 = 60.0 \text{ g}\cdot\text{mol}^{-1}.$$

Masses molaires moléculaires de quelques corps

Molécule	Formule	Masse molaire moléculaire en $\text{g}\cdot\text{mol}^{-1}$
Eau	H_2O	18
Dioxyde de carbone	CO_2	44
Dioxygène	O_2	32
Butane	C_4H_{10}	58
Ammoniac	NH_3	17

III. VOLUME MOLAIRE MOLECULAIRE (LOI D'AVOGADRO AMPERE):

Le volume molaire d'un gaz est le volume occupé par une mole de n'importe quel gaz dans des conditions définies de température et de pression.

A savoir : Les valeurs de pression et de température $P=1,013 \cdot 10^5 \text{ Pa}$ et $T=0^\circ \text{Celsius}$ ($T=273 \text{ Kelvin}$) sont appelées conditions normales de pression et de température (CNTP) auxquelles le volume molaire vaut : $V_m= 22,4\text{L/mol}$

IV. QUANTITE DE MATIERE

1 - Définition

La quantité de matière, appelée aussi nombre de moles, est notée n et représente le nombre de « moles » d'une substance chimique contenue dans un échantillon

2- Calcul de la quantité de matière

a- A partir d'une masse m : D'après la définition, la masse molaire M , la masse m d'un échantillon d'une espèce chimique et la quantité de matière n correspondante sont liées par la relation de proportionnalité suivante: $m = n \times M$ Soit $n = \frac{m}{M}$

m s'exprime en g.

M en $\text{g} \cdot \text{mol}^{-1}$.

n en mol.

Exemple

Le saccharose a une formule chimique $C_{12}H_{22}O_{11}$.

1- On dispose d'une masse $m = 6,5\text{g}$ de saccharose. A quelle quantité de matière correspond cette masse?

2- À quelle masse de saccharose correspond la quantité de matière de $n = 33,3 \text{ mmol}$

Correction

1- On calcule la masse molaire du saccharose : $M = 12 \times 12 + 22 \times 1 + 11 \times 16 = 342 \text{ g mol}^{-1}$

La quantité de matière : $n = \frac{m}{M} = \frac{6,5}{342,0} = 1,90 \cdot 10^{-2} \text{ mol} = 19,0 \text{ mmol}$.

2- On calcule la masse correspondante a $n = 33,3 \text{ m mol}$:

$m = n \times M = 33,3 \times 10^{-3} \times 342,0 = 11,4 \text{ g}$

b - A partir d'un volume d'un gaz : le volume occupé par un gaz à température et pression constantes est donné par : $V = n \times V_m$ soit $n = \frac{V}{V_m}$

V : Volume (L)

V_m : Volume molaire en (L/mol).

n : Quantité de matière (mol).

Exemple

Une bouteille de gaz butane C_4H_{10} contient 12L.

- a- Calculer la quantité de matière du gaz contenue dans cette bouteille.
- b- Calculer la masse m du gaz.

Données : $V_m=24L/mol$, $M_c=12g/mol$, $M_H=1g/mol$.

Correction

a- Calcul de la quantité de matière du gaz n : $n = \frac{V}{V_m} = \frac{12}{24} = 0,5 \text{ mol}$.

b- Calcul de m :

- La masse molaire du gaz butane : $M(C_4H_{10}) = 4 \times 12 + 10 \times 1 = 58g/mol$.
- La masse du gaz contenu dans la bouteille : $m = n \times M = 0,5 \times 58 = 29g$.

Remarque

Le nombre d'entités N constituant un échantillon est égale au produit de la quantité de matière n par le nombre d'Avogadro N_A : $N = n \cdot N_A$

Exemple : $n(O_2) = 0,5mol$, le nombre de molécules de dioxygène correspondant à cette quantité de matière est : $N(O_2) = n(O_2) \cdot N_A$

$N(O_2) = 0,5 \times 6,02 \cdot 10^{23} = 3 \times 10^{23}$ molécules

Exemple

Dans une analyse de sang, les résultats sont donnés en masse ou en quantité de matière pour un volume $V = 1,00 \text{ L}$ de sang.

Un extrait d'analyse porte les indications suivantes dont certaines ont été effacées :

Glucoseg	soit	4,78 mmol
Urée	0,32 g	soitmmol
Créatinine	9,00 mg	soit μ mol

1)- Compléter ces indications en précisant la masse de glucose et les quantités de l'urée et de la créatinine.

2)- Pour chaque espèce, les valeurs limites sont indiquées ; ainsi la quantité de l'urée doit être comprise entre 2,50 mmol et 8,33 mmol.

En déduire si le patient a un taux d'urée normal.

Données :

Molécule	Formules brutes
Glucose	C₆H₁₂O₆
Urée	CH₄N₂O
Créatinine	C₄H₇N₃O

Correction

1- Dans un premier temps, on calcule les masses molaires moléculaires des différentes molécules :

Molécule	Formules brutes	Masse molaire g / mol
Glucose	C₆H₁₂O₆	180
Urée	CH₄N₂O	60,0
Créatine	C₄H₇N₃O	113

* La masse du glucose : $m = n \cdot M$ donc $m = 4,78 \times 10^{-3} \times 180$. Alors $m \approx 0,860$ g

* La quantité de matière de l'urée : $n = \frac{m}{M} = \frac{0,32}{60} = 5,3$ mmol

* Quantité de matière de la créatinine : $n = \frac{m}{M} = \frac{9 \cdot 10^{-3}}{113} = 79,6$ μ mol

Tableau :

Glucose	1,20 g	soit	4,78 mmol
Urée	0,32 g	soit	5,3 mmol
Créatine	9,00 mg	soit	79,6 μ mol

2)- Taux d'urée du patient :

- La valeur trouvée est : n (Urée) $\approx 5,3$ mmol.
- $2,50$ mmol $< n$ (Urée) $< 8,33$ mmol.
- La valeur trouvée est située entre les valeurs limites.
- Le taux d'urée est donc normal.

V. MASSE VOLUMIQUE ET DENSITE D'UN GAZ

a – Masse volumique :

À une température donnée, la masse volumique ρ d'un corps est égale au rapport de sa masse m par son volume V : $\rho = \frac{m}{V}$

Elle s'exprime en $kg.m^{-3}$.

b- Densité :

- La densité d'un corps homogène se calcule par rapport à un corps de référence.
- Elle est égale au rapport de sa masse volumique par celle du corps de référence $d = \frac{\rho_c}{\rho_{ref}}$.
- Le corps de référence standard pour les liquides et les solides est l'eau.
- $d = \frac{\rho_c}{\rho_{eau}}$
- Le corps de référence standard pour les gaz est l'air.

$$d = \frac{\rho_{gaz}}{\rho_{air}} = \frac{M}{29}$$

Exemple

Densités de quelques liquides et solides :

Substance chimique	densité
Éthanol (l)	0,780
Acétone (l)	0,790
Glycérol (l)	1,26
Aluminium (s)	2,70
Fer (s)	7,86
Cuivre (s)	8,92
Or (s)	19,3

La masse volumique de l'eau : $\rho_{eau} = 1000 \text{ kg/m}^3 = 1 \text{ kg/L} = 1000 \text{ g/L} = 1 \text{ g/ml}$.

Exemple : À 25°C, le propan-2-ol est un liquide de densité par rapport à l'eau $d = 0,785$.
Quelle est la masse volumique du propan-2-ol : $\rho_{ol} = d \times \rho_{eau} = 0,785 \times 1,00$

soit : $\rho_{ol} = 0,785 \text{ g.mL}^{-1}$ à 25°C, la masse volumique du propan-2-ol est de $0,785 \text{ g.ml}^{-1}$

Exemple

1)- L'alcool utilisé comme antiseptique local peut être considéré comme de l'éthanol C_2H_6O pur de masse molaire $M = 46,0 \text{ g/mol}$ et de masse volumique.

$\rho = 0,780 \text{ g / mL}$. Quelle quantité d'éthanol contient un flacon d'alcool pharmaceutique de volume $V = 250 \text{ mL}$.

2)- L'éther éthylique de formule $\text{C}_4 \text{H}_{10} \text{O}$ était jadis utilisé comme anesthésique.

Sa masse molaire vaut $M = 74,0 \text{ g / mol}$ et sa densité est égale à $d = 0,710$.

On souhaite disposer d'une quantité $n = 0,200 \text{ mol}$.

Quel volume faut-il prélever ?

Donnée : masse volumique de l'eau : $\rho_{\text{eau}} = 1,00 \text{ g / mL}$.

Correction

$$1- n = \frac{m}{M} \text{ or } m = \rho \cdot V \text{ donc } n = \frac{\rho \cdot V}{M} = \frac{0,780 \times 250}{46} = 4,23 \text{ mol} \quad \text{et } \rho = d \cdot 1000 \text{ g/l}$$

$$2- n = \frac{m}{M} = \frac{\rho \cdot V}{M}; \text{ donc } V = \frac{n \cdot M}{\rho} = \frac{0,2 \times 74}{0,710 \times 1000} = 0,02 \text{ L.}$$

VI. GAZ PARFAIT

1- Définition

Un gaz est dit parfait lorsque les particules qui le constituent sont sans interactions les unes aux autres. C'est le cas lorsque la pression d'un gaz quelconque est très faible.

Les gaz parfaits obéissent à une loi régissant les grandeurs : pression, volume, température et quantité de matière appelée loi de gaz parfaits.

2- Loi des gaz parfaits

Soient n moles d'un gaz parfait de volume V sous une pression P à une température T .

La loi des gaz parfaits s'exprime par:

$$PV = nRT \quad \text{soit} \quad n = \frac{PV}{RT}$$

P : Pression en pascal (Pa)

V : Volume (m^3)

R : Constante de gaz parfaits $R = 8,32 \text{ SI}$

T : Température en kelvin (K)

$$\text{NB : } T(\text{K}) = \theta(^{\circ}\text{C}) + 273$$

Unités : $1 \text{ bar} = 10^5 \text{ Pa}$, $1 \text{ mbar} = 1 \text{ hPa} = 100 \text{ Pa}$

Exemple :

Un récipient contient un gaz dont la pression est de $1,1 \cdot 10^5 \text{ Pa}$ et la température de 50°C . Le gaz est refroidi à volume constant jusqu'à la température de 10°C .

1. Quel est alors la pression du gaz ?

2. Quel est la quantité de matière du gaz si son volume est de 1 L , 2 L et $0,5 \text{ L}$?

$R = 8,31 \text{ S.I.}$

Correction

La masse du gaz et le volume du gaz sont constants, donc $P/T = \text{constante}$

$$\frac{P_{\text{départ}}}{T_{\text{départ}}} = \frac{P_{\text{fin}}}{T_{\text{fin}}}$$

Mettre les températures en kelvin.

$$T_{\text{départ}} = 273 + 50 = 323 \text{ K} ; T_{\text{fin}} = 273 + 10 = 283 \text{ K} ;$$

$$P_{\text{fin}} = \frac{P_{\text{départ}} \times T_{\text{fin}}}{T_{\text{départ}}} = 1,1 \cdot 10^5 \times \frac{283}{323} = 9,64 \cdot 10^4 \text{ Pa.}$$

$$n = \frac{PV}{(RT)} \text{ avec } V = 10^{-3} \text{ m}^3.$$

$$n = \frac{1,1 \cdot 10^5 \times 10^{-3}}{(8,31 \times 323)} = 0,041 = 4,1 \cdot 10^{-2} \text{ mol.}$$

$$\text{si } V = 2 \text{ L alors } n = 0,082 = 8,2 \cdot 10^{-2} \text{ mol.}$$

$$\text{si } V = \frac{1}{2} \text{ L alors } n = 0,0205 = 2,05 \cdot 10^{-2} \text{ mol.}$$

Exemple

Un pneu de voiture est gonflé à la température de $20,0^\circ\text{C}$ sous la pression de 2,10 bar. Son volume intérieur, supposé constant, est de 30 L.

1. Quelle quantité d'air contient-il ?
2. Après avoir roulé un certain temps, une vérification de la pression est effectuée: la pression est alors de 2,30 bar. Quelle est alors la température de l'air enfermé dans le pneu ? Exprimer le résultat dans l'échelle de température usuelle.
3. Les valeurs de pression conseillées par les constructeurs pour un gonflage avec de l'air sont-elles différentes pour un gonflage à l'azote ?

Données: constante du gaz parfait, $R = 8,314 \text{ J mol}^{-1} \text{ K}^{-1}$

Correction

Soit une masse m (kg) de gaz contenue dans un récipient de volume V (m^3) à la pression P (Pa) et à la température absolue T (°K) ; M masse molaire du gaz (kg/ mol)

$$\text{Loi des gaz parfaits : } PV = nRT = \frac{mRT}{M}$$

$$P = 2,1 \cdot 10^5 \text{ Pa} ; V = 0,03 \text{ m}^3 ; T = 273 + 20 = 293 \text{ K}$$

$$1 - \text{Quantité de matière d'air (mol) : } n = \frac{PV}{RT} = \frac{2,1 \cdot 10^5 \times 0,03}{8,31 \times 293} = 2,59 \text{ mol}$$

$$2 - \text{Masse molaire de l'air } M = 29 \text{ g/mol}$$

$$\text{Masse d'air } m = 2,59 \times 29 = 75 \text{ g.}$$

$$P = 2,1 \cdot 10^5 \text{ Pa} ; V = 0,03 \text{ m}^3 ; T = 273 + 20 = 293 \text{ K}$$

$$\text{Température de l'air (mol) : } T = \frac{PV}{nR} = \frac{2,1 \cdot 10^5 \times 0,03}{2,59 \times 8,31} = 320,6 \text{ K soit } T = 47,6 \text{ }^\circ\text{C.}$$

- 3 - Les valeurs de pression conseillées par les constructeurs pour un gonflage avec de l'air sont peu différentes pour un gonflage à l'azote car la masse molaire de l'azote (28 g/mol) est assez proche de celle de l'air (29 g/mol).

VII . AVANCEMENT D'UNE REACTION

1- Definition d'une réaction chimique

Activité

En brûlant un morceau de papier, on constate un dégagement de fumée et la formation du cendre, le papier a disparu.

Une réaction chimique correspond à la transformation au cours de laquelle des substances disparaissent tandis que d'autres apparaissent. Les corps qui réagissent entre eux pour disparaître sont appelés réactifs. Les corps qui sont formés au cours de la réaction sont appelés produits. Au cours d'une réaction chimique il y a conservation de la matière : Chacun des atomes des réactifs se retrouve dans les produits (rien ne se perd), chaque atome des produits provient nécessairement d'un réactif (rien ne se crée) (loi de Lavoisier).

On en déduit que la masse totale des produits est égale à la masse totale des réactifs.

Une réaction chimique est modélisée par une équation appelée équation-bilan.

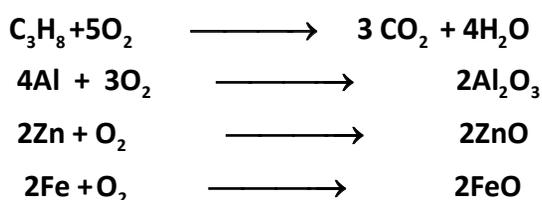


A et B : les réactifs

C et D : les produits

(a,b,c,d) : les coefficients stœchiométriques.

Exemples :



2- Notion d'avancement

Soit l'équation chimique : $\text{C}_3\text{H}_8 + 5\text{O}_2 \rightarrow 3\text{CO}_2 + 4\text{H}_2\text{O}$

Elle indique que la combustion complète d'une mole de propane s'accompagne de la disparition de 5 moles de dioxygène et de la formation de 3 moles de dioxyde de carbone et 4 moles d'eau.

En conséquence, lorsque X moles de propane ont disparu, 5X moles de dioxygène ont été consommées, alors que 3X moles de dioxyde de carbone et 4X moles d'eau ont été produites.

La quantité de matière X est appelée avancement de la réaction. Cette grandeur, exprimée en mole, permet de suivre l'évolution de la composition d'un système au cours d'une transformation chimique.

Définition : l'avancement X, d'une transformation chimique est le nombre de fois que la réaction a avancé (ou marché) depuis l'état initial, exprimé dans le système international d'unité en mol.

3- Tableau d'avancement d'une réaction chimique

Equation de la réaction		$aA + bB \longrightarrow cC + dD$			
Etat du système	Avancement (mol)	Quantité de matière (mol)			
Initial	0	$n_i(A)$	$n_i(B)$	0	0
Intermédiaire	X	$n_i(A)-a.X$	$n_i(B)-b.X$	c.x	d.x
Final	X_m	$n_i(A)-a.X_m$	$n_i(B)-b.X_m$	c. X_m	d. X_m

X : Avancement de la réaction à une date quelconque.

X_m : Avancement maximal de la réaction.

$n_i(A)$: quantité initiale du réactif (A).

$n_i(B)$: quantité initiale du réactif (B).

$n_i(A)-a.X$: quantité restante du réactif (A).

$n_i(B)-a.X$: quantité restante du réactif (B).

c.x : quantité formée du produit (C).

d.x : quantité formée du produit (D).

4- Expression de l'avancement

Pour une réaction chimique représentée par l'équation : $aA + bB \rightarrow cC + dD$

Pour le réactif A : $n_i(A)$: nombre de mole initial du réactif A.

aX : nombre de mole de A qui a réagi (disparu) à l'instant (t).

$n(A)_{\text{restant}}$: nombre de mole de A présent à l'instant (t).

$$n(A)_{\text{restant}} = n_i(A) - aX \quad \text{donc } X = \frac{n_i(A) - n(A)_{\text{restant}}}{a}$$

Pour le réactif B : $n_i(B)$: nombre de mole initial du réactif B.

bX : nombre de mole de B réagit à l'instant (t).

$n(B)_{\text{restant}}$: nombre de mole de B présent à l'instant (t).

$$n(B)_{\text{restant}} = n_i(B) - bX \quad \text{donc } X = \frac{n_i(B) - n(B)_{\text{restant}}}{b}$$

Pour le produit C : $n_f(C)$: nombre de mole de C formé à l'instant (t).

$$n_f(C) = cX \quad \text{donc } X = \frac{n_f(C)}{c}$$

Pour le produit D : $n_f(D)$: nombre de mole de D formé à l'instant (t).

$$n_f(D) = dX \quad \text{donc } X = \frac{n_f(D)}{d}$$

Donc l'expression de l'avancement de la réaction est donné par :

$$X = \frac{n_i(A) - n(A)_{\text{restant}}}{a} = \frac{n_i(B) - n(B)_{\text{restant}}}{b} = \frac{n_f(C)}{c} = \frac{n_f(D)}{d}$$

VIII. REACTIF LIMITANT

1- Définition

Le réactif limitant est le réactif qui est consommé entièrement à la fin de la réaction.

2- Détermination du réactif limitant

Pour une équation de réaction de la forme $aA + bB \rightarrow cC + dD$ où la quantité initiale du réactif A est n_{A0} et celle du réactif B est n_{B0} :

- **Méthode 1 :**

- ✓ Hypothèse n°1, le réactif A est limitant donc $n_{A0} - a x_{\max} = 0$ soit $x_{\max} = n_{A0}/a$

- ✓ Hypothèse n°2, le réactif B est limitant donc $n_{B0} - b x_{\max} = 0$ soit $x_{\max} = n_{B0}/b$

Si l'hypothèse 1 conduit à la plus petite valeur d'avancement maximale alors le réactif A est effectivement le réactif limitant et $x_{\max} = n_{A0}/a$

Si l'hypothèse 2 conduit à la plus petite valeur d'avancement maximale alors le réactif B est effectivement le réactif limitant et $x_{\max} = n_{B0}/b$

- **Méthode 2 :**

Si $\frac{n_{A0}}{a} < \frac{n_{B0}}{b}$ donc le réactif (A) est le réactif limitant (en défaut) et le réactif (B) est en excès.

Si $\frac{n_{A0}}{a} > \frac{n_{B0}}{b}$ donc le réactif (B) est le réactif limitant (en défaut) et le réactif (A) est en excès.

Exemple

L'éthanol, liquide incolore, de formule C_2H_6O brûle dans le dioxygène pur. Il se forme du dioxyde de carbone et de l'eau. On fait réagir $m = 2,50$ g d'éthanol sur un volume $V = 2,0$ L de dioxygène.

- Écrire l'équation chimique modélisant la réaction.
- Décrire l'état initial du système.
- Calculer l'avancement maximal.
- Quel est le réactif limitant ?
- Déterminer la composition, en quantité de matière, du système à l'état final.

Donnée : volume molaire dans les conditions de l'expérience : $25 \text{ L}\cdot\text{mol}^{-1}$.

Correction

$m(C_2H_6O) = 2,50 \text{ g}$; $V(O_2) = 2 \text{ L}$



b) On cherche $n(C_2H_6O)$: $m = 2,50 \text{ g}$ $M(C_2H_6O) = 2 \times 12 + 6 \times 1 + 16 = 46 \text{ g}\cdot\text{mol}^{-1}$

$n(C_2H_6O) = 2,5 / 46 = 5,43 \cdot 10^{-2} \text{ mol}$.

On cherche $n(O_2)$:

O_2 est un gaz donc $n = \frac{V}{V_m}$, $n(O_2) = 2 / 25 = 8 \cdot 10^{-2} \text{ mol}$.

Tableau d'avancement de la transformation :

	C_2H_6O	+ $3 O_2$	\longrightarrow	$3 H_2O$	+ $2 CO_2$
Etat initial $x = 0$ mol	$5,43 \cdot 10^{-2}$	$8 \cdot 10^{-2}$		0	0
En cours de transformation X	$5,43 \cdot 10^{-2} - x$	$8 \cdot 10^{-2} - 3x$		$3x$	$2x$
Etat final $x_{max} = 2,67 \cdot 10^{-2}$ mol	$2,77 \cdot 10^{-2}$	0		$8 \cdot 10^{-2}$	$5,33 \cdot 10^{-2}$

c) Recherche de l'avancement maximal x_{max} :

Si C_2H_6O est le réactif limitant : $5,43 \cdot 10^{-2} - x = 0 \Rightarrow x = 5,43 \cdot 10^{-2}$ mol.

Si O_2 est le réactif limitant : $8 \cdot 10^{-2} - 3x = 0 \Rightarrow x = 2,67 \cdot 10^{-2}$ mol.

Par conséquent $x_{max} = 2,67 \cdot 10^{-2}$ mol.

d) le réactif limitant est O_2 .

e) A l'état final on a : $2,77 \cdot 10^{-2}$ mole de C_2H_6O ; 0 mole de O_2 ; $8 \cdot 10^{-2}$ mole de H_2O et $5,33 \cdot 10^{-2}$ mole de CO_2 .

Exercice résolu :

Au cours d'une séance de travaux pratiques, un groupe d'élèves a fait réagir du magnésium sur de l'acide chlorhydrique. Il a établi le bilan suivant :

Etat initial
Masse de Mg= 108 mg
10mL de ($H_3O^+ + Cl^-$)
de concentration $c=0.5$ mol/L.
eau ;
$\theta=25^\circ C$;
$P_a=1015$ mbar

Etat final
Il reste du magnésium.
Formation d'un précipité lorsqu'on
verse de la soude dans la solution.
Volume de dihydrogène mesuré sous la
pression atmosphérique et à
température du laboratoire :
$V=60$ mL ; $\theta=25^\circ C$;
$P_a=1015$ mbar

1° Calculer les quantités de matière dans l'état initial.

2° Calculer la quantité de matière de dihydrogène dégagé.

3° Ecrire l'équation de la réaction.

4° Etablir le tableau d'avancement.

5° Donner la composition de l'état final.

Donnée : $R = 8,31$ S.I.

Correction

1° Calculons les quantités de matière dans l'état initial :

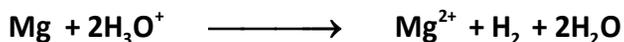
$$n(\text{Mg}) = \frac{m}{M} = 108 \cdot 10^{-3} / 24 = 4,5 \cdot 10^{-3} \text{ mol} ;$$

$$n(\text{H}_3\text{O}^+) = c \cdot V = 0,5 \cdot 10 \cdot 10^{-3} = 5 \cdot 10^{-3} \text{ mol}$$

2° Dans l'état final, on peut calculer la quantité de dihydrogène dégagée à l'aide de la loi des gaz parfaits:

$$p \cdot V = n \cdot R \cdot T \text{ avec } p = 1,015 \cdot 10^5 \text{ Pa} ; V = 60 \cdot 10^{-6} \text{ m}^3 ; T = 298 \text{ K} ; n(\text{H}_2) = 2,5 \cdot 10^{-3} \text{ mol}$$

3° Le précipité de soude indique qu'il y a eu formation d'ions Mg^{2+} .



4° Tableau d'avancement

Equation de la réaction		$\text{Mg} + 2\text{H}_3\text{O}^+ \longrightarrow \text{Mg}^{2+} + \text{H}_2 + 2\text{H}_2\text{O}$				
Etat du système	Avancement (mmol)	Quantité de matière (mmol)				
Initial (mmol)	0	4,5	5,0	0	0	excès
Intermédiaire (mmol)	X	4,5 - X	5 - 2X	X	X	excès
Final (mmol)	$X_{\text{max}} = 2,5$	2	0	2,5	2,5	excès

Le réactif limitant est H_3O^+ . $5 - 2X_{\text{max}} = 0$ donc $X_{\text{max}} = 2,5 \text{ mmol}$.

5° Le tableau montre qu'on doit obtenir $2,5 \cdot 10^{-3} \text{ mol}$ de dihydrogène.

Cela est en accord avec le volume mesuré.

Etat final : 2,5 mmol de H_2 ; 2,0 mmol de Mg ; 2,5 mmol de Mg^{2+} ; H_2O en excès.

L'essentiel

- une mole est un ensemble de $6.02.10^{23}$ d'entités identiques.
- On appelle le nombre $N_A=6.02.10^{23}$: nombre d'Avogadro.
- La masse molaire atomique est la masse d'une mole d'atomes notée M exprimée en g.mol^{-1} .
- La masse molaire moléculaire est la masse d'une mole de molécules notée M exprimée en g.mol^{-1} .
- Loi d'Avogadro-Ampère (volume molaire) : Une mole de molécules d'un gaz à une température et une pression constante occupe toujours le même volume appelé volume molaire et noté V_m , exprimé en L/mol .

Conditions normales (C.N.T.P) : $T=273 \text{ K}$, $P=10^5 \text{ Pa}$; dans ces conditions $V_m=22,4 \text{ L.mol}^{-1}$

Conditions habituelles : $T=293 \text{ K}$, $P=10^5 \text{ Pa}$; dans ces conditions $V_m=24,0 \text{ L.mol}^{-1}$

- Calcul de quantité de matière (n) :

$$n = \frac{m}{M} \quad \text{pour les solides et les liquides.}$$

$$n = \frac{V_{\text{gaz}}}{V_m} \quad \text{pour le gaz.}$$

n est exprimée en mol.

- La masse volumique ρ : $\rho = \frac{m}{V}$ exprimée en kg.m^{-3}

- La densité :

$$d = \frac{\rho}{\rho_{\text{eau}}} \quad (\text{solide et liquide}).$$

$$d = \frac{\rho}{\rho_{\text{air}}} = \frac{M}{29} (\text{gaz}).$$

- Loi des gaz parfaits : $PV = nRT$ soit $n = \frac{PV}{RT}$.

P : Pression en pascal (Pa).

V : Volume (m^3).

R : Constante de gaz parfaits $R = 8,32 \text{ SI}$.

T : Température en kelvin (K).

- Définition de l'avancement : L'avancement X d'une réaction est le nombre de fois que la réaction avance depuis l'état initial.
- Réactif limitant : c'est le réactif qui est consommé entièrement à la fin de la réaction.

Exercices :

Exercice 1 :

Recopier et compléter les phrases à l'aide d'une partie du vocabulaire suivant : Nombre d'Avogadro,

mole(s), masse(s) molaire(s), quantité(s) de matière, molécule(s), masse(s) :

« Une de molécules est la d'un système contenant $N_A = 6,02.10^{23}$

.. N_A est appelé »

Exercice 2 : Donner la bonne réponse(QCM)

a) Dans 2 moles d'atomes de fer, il y a :

a₁ - Deux atomes de fer.

a₂ - Deux milliards d'atomes de fer.

a₃ - $2 \times 6,02.10^{23}$ atomes de fer.

a₄ - $2/6,02.10^{23}$ atomes de fer.

b) Dans un volume $V=10$ mL d'une solution de glucose à la concentration $c= 1.10^{-1}$ mol/L, il y a une quantité de matière de glucose égale à :

b₁ - 1,0 mol.

b₂ - $1,0.10^{-1}$ mol.

b₃ - $1,0.10^{-2}$ mol.

b₄ - $1,0.10^{-3}$ mol.

c) La quantité de matière n contenue dans un échantillon de volume V d'une espèce chimique de masse volumique ρ et de masse molaire M est :

c₁ - $n=\rho.V.M$ $n=\rho.V.M.$

c₂ - $n=\rho.VM$ $n=\rho.VM.$

c₃ - $n=\rho M.V$ $n=\rho M.V.$

c₄ - $n=M\rho.V$ $n=M\rho.V.$

d) La masse molaire du carbone est $M = 12.0$ g/mol.

Dans un échantillon de masse $m = 24,0$ g de carbone, il y a :

d₁ - Une mole d'atomes de carbone.

d₂ - Deux moles d'atomes de carbone.

d₃ - 0,5 mole d'atomes de carbone.

d₄ - 12 atomes de carbone.

e) La masse m d'un volume $V = 100$ mL d'un liquide de masse volumique $\rho = 0.80$ g/mL est :

e₁ - 80 g.

e₂ - 8 g.

e₃ - 800 g.

e₄ - 0,080 kg.

e₅ - 8,0 kg.

Exercice 3 : Répondre par Vrai ou faux

- L'expression quantité de matière, ou quantité, tout court, est l'exact synonyme, en chimie, de "nombre de moles".
- Dans un kilogramme de fer, il y a la même quantité d'atomes de fer que d'atomes de cuivre dans un kilogramme de cuivre.
- Dans un litre d'eau, il y a la même quantité de molécules d'eau que de molécules d'éthanol, de formule brute, C_2H_6O .
- Dans des conditions de température et de pression données : dans un litre de dioxygène à l'état gazeux, il y a la même quantité de molécules de dioxygène que de molécules de diazote dans un litre de diazote à l'état gazeux.
- Dans une mole de fer, il y a le même nombre d'atomes de fer que de molécules d'eau dans une mole d'eau.
- Quelles que soient les conditions de température et de pression, une mole d'eau a toujours la même masse.

Exercice 4 :

1)- Un comprimé de Vitascorbol contient en masse $m = 500$ mg d'acide ascorbique (appelé aussi vitamine C) de formule $C_6H_8O_6$.

Quelle quantité d'acide ascorbique contient ce comprimé ?

2)- Le chlorure de potassium, de formule KCl , est prescrit en cas de déficit de l'organisme en potassium (hypokaliémie). Une gélule contient une quantité $n = 8,04$ mmol de KCl .

En déduire la masse m de chlorure de potassium absorbée lors de la prise d'une gélule.

Données : Masses molaires : $M(C_6H_8O_6) = 176,0$ g / mol et $M(KCl) = 74,6$ g / mol.

Exercice 5 :

Deux récipients sont reliés par un tube de volume négligeable muni d'un robinet. Les 2 récipients contiennent un gaz parfait. La température de 27° ne varie pas pendant l'expérience.

La pression P_1 et le volume V_1 (récipient 1) sont respectivement : $2,0 \cdot 10^5$ Pa et 2,0 L.

La pression P_2 et le volume V_2 (récipient 2) sont respectivement : $1,0 \cdot 10^5$ Pa et 5,0 L.

$R = 8,31$ S.I

- Calculer les quantités de matière n_1 et n_2 de gaz dans chaque récipient.
- On ouvre le robinet. En déduire le volume total V_t occupé par le gaz.
- Déterminer P_t , la pression du gaz lorsque le robinet est ouvert.

Exercice 6 :

On verse dans un bécher $V = 20,0$ mL d'une solution de nitrate d'argent contenant des ions argent (I) (Ag^+ (aq)) et des ions nitrate (NO_3^- (aq)), tel que $[Ag^+] = [NO_3^-] = 0,15$ mol.L⁻¹. On y ajoute 0,127 g de poudre cuivre. La solution initialement incolore devient bleue et il se forme un dépôt d'argent. Les ions nitrates n'interviennent pas dans la réaction.

- Ecrire l'équation chimique modélisant la réaction.
- Décrire l'état initial du système en quantité de matière.
- Trouver le réactif limitant et calculer l'avancement maximal.
- Décrire l'état final du système en quantité de matière.

- e) Déterminer, à l'état final :
- les concentrations molaires des ions en solution ;
 - les masses du (ou des) solide(s) présent(s).

Exercice 7:

Un des constituants principaux de l'essence est l'heptane, alcane de formule brute C_7H_{16} . Un réservoir de voiture contient 42 L d'essence que l'on assimilera à l'heptane pur (densité $d = 0,755$). On admettra que la carburation est parfaite, que l'essence est intégralement brûlée, et qu'il se forme exclusivement du dioxyde de carbone et de la vapeur d'eau.

- a) Ecrire l'équation chimique modélisant la réaction.
 b) Quel est le volume de dioxygène nécessaire à la combustion de la moitié du réservoir ?
 c) Quel est le volume de dioxygène nécessaire à la combustion de la totalité du réservoir ?
 d) Quel est alors le volume de dioxyde de carbone (pour la totalité) ?

Donnée : volume molaire dans les conditions de l'expérience : $25 \text{ L}\cdot\text{mol}^{-1}$.

Exercice 8:

Compléter les tableaux suivants, dans lequel (E.I.) signifie état initial, (E.F.) état final et en cours désigne l'état du système en cours d'évolution pour divers avancements. Indiquer le réactif limitant.

Equation de la réaction		$2\text{CO} + \text{O}_2 \longrightarrow 2\text{CO}_2$		
Etat du système	Avancement (mol)	Quantité de matière (mol)		
E.I	0	4.6	3	0
En cours 1	X_1	...	$3 - X_1$...
En cours 2	$X_2 = 0,8$
En cours 3	$X_3 = \dots$	3
E.F	$X_{\text{max}} = \dots$

Combustion de l'aluminium :

Equation de la réaction		$4\text{Al} + 3\text{O}_2 \longrightarrow 2\text{Al}_2\text{O}_3$		
Etat du système	Avancement (mol)	Quantité de matière (mol)		
E.I	0	7	6	0,5
En cours 1	X_1	$7 - 4 X_1$
En cours 2	$X_2 = 0,5$
En cours 3	$X_3 = \dots$	2,5
E.F	$X_{\text{max}} = \dots$

Exercice 9:

Il s'agit de la réaction de combustion du 1,1 diméthylhydrazine avec pour comburant, le tétraoxyde de diazote.

1. Equilibrer la réaction de combustion suivante :



2. Déterminer la quantité de matière (en mole) des réactifs, sachant qu'on a introduit 480g de $\text{C}_2\text{H}_8\text{N}_2$ et 1288g de N_2O_4 .
3. Construire le tableau d'avancement.
4. Donner la composition du système chimique à la fin de la transformation et la masse des produits formés.

Exercice 10:

L'addition de quelques gouttes d'une solution aqueuse de soude (contenant l'ion hydroxyde HO^-) à une solution aqueuse de sulfate de fer (contenant l'ion fer Fe^{3+}) fait apparaître un précipité d'hydroxyde de fer $\text{Fe}(\text{OH})_3$.

L'équation de cette transformation s'écrit : $3 \text{HO}^- + \text{Fe}^{3+} \rightarrow \text{Fe}(\text{OH})_3$.

Nous utilisons 20 mL de solution de sulfate de fer de concentration $0,12 \text{ mol.L}^{-1}$ et 2 mL de solution de soude de concentration $0,5 \text{ mol.L}^{-1}$.

A l'aide d'un tableau d'avancement déterminez :

- a) Les quantités de matière initiales d'ions hydroxyde HO^- et d'ions fer Fe^{3+} .
- b) Construire le tableau d'avancement.
- c) Les quantités de matière des réactifs et du produit dans l'état final.
- d) Déterminer les quantités de matière de chaque réactif quand il s'est formé $2 \cdot 10^{-4} \text{ mol}$ d'hydroxyde de fer $\text{Fe}(\text{OH})_3$.

Exercice 11:

Dans un bécher 1, on introduit un volume $V_1 = 30,0 \text{ mL}$ de solution de chlorure de calcium, $\text{Ca}^{2+}_{(\text{aq})} + 2\text{Cl}^{-}_{(\text{aq})}$, de concentration $C_1 = 0,15 \text{ mol.L}^{-1}$ en ions calcium et $C'_1 = 0,30 \text{ mol.L}^{-1}$ en ions chlorure.

Dans un bécher 2, on introduit un volume $V_2 = 20,0 \text{ mL}$ de solution de phosphate de sodium $3\text{Na}^{+}_{(\text{aq})} + \text{PO}_4^{3-}_{(\text{aq})}$, de concentration $C_2 = 0,10 \text{ mol.L}^{-1}$ en ions phosphate et $C'_2 = 0,30 \text{ mol.L}^{-1}$ en ions sodium.

On mélange dans un bécher 3 le contenu des deux béchers 1 et 2 et on observe l'apparition d'un précipité blanc de phosphate de calcium.

- 1) a) Déterminer les quantités d'ions calcium et chlorure présents dans le bécher 1.
b) Quelle relation existe-t-il entre C_1 et C'_1 ? Comment peut-on l'expliquer ?
- 2) Déterminer les quantités d'ions sodium et phosphate présents dans le bécher 2.
- 3) Décrire l'état du système chimique contenu dans le bécher 3 avant la transformation chimique.
- 4) a) Sachant que le phosphate de calcium est constitué d'ions calcium et phosphate, établir la formule du précipité de phosphate de calcium.
b) Ecrire l'équation chimique de la réaction qui modélise cette transformation.
- 5) A l'aide d'un tableau d'avancement, déterminer l'avancement final et le réactif limitant.

- 6) a) Décrire l'état final du système présent dans le bécher 3.
b) Quelles sont les concentrations des différents ions présents dans la solution ?

Exercice 12:

Dans un tube à essai, on introduit 0,60g d'aluminium en poudre et 6,0 mL de solution d'acide chlorhydrique, $H^+_{(aq)} + Cl^-_{(aq)}$, de concentration $1,0 \text{ mol.L}^{-1}$ en ions H^+ . On observe un dégagement gazeux qui produit une légère détonation à l'approche d'une flamme. Après quelques minutes, on filtre le mélange et on ajoute quelques gouttes de solution de soude au filtrat, on observe l'apparition d'un précipité blanc.

- 1) Quelle est la nature du gaz émis ?
- 2) Quel est l'ion mis en évidence par l'apparition du précipité ?
- 3) a) Quelles sont les espèces affectées par la transformation ?
b) Ecrire l'équation de la réaction chimique modélisant la transformation.
- 4) a) Quelles verreries a-t-on utilisé pour mesurer le volume de solution d'acide chlorhydrique ?
b) Calculer les quantités de réactifs mis en jeu.
- 5) a) A l'aide d'un tableau d'avancement, déterminer l'avancement final et le réactif limitant.
b) En déduire la quantité puis le volume de gaz dégagé.

$$V_m = 25 \text{ L.mol}^{-1}$$

Exercice 13:

Lors de la synthèse de l'aspirine au laboratoire, on utilise 3,3g d'acide salicylique solide $C_7H_6O_3$ et 7,0 mL d'anhydride acétique $C_4H_6O_3$ liquide.

- 1) Calculer les quantités de ces deux réactifs dans l'état initial.
- 2) L'équation de la réaction s'écrit :



A l'aide d'un tableau d'avancement, établir un bilan de matière.

- 3) Déterminer les masses des espèces présentes dans l'état final.
- 4) Quelle masse d'acide salicylique aurait-il fallu utiliser pour que le mélange initial soit stœchiométrique ?

Masse volumique de l'anhydride acétique : $\mu = 1,08 \text{ g.L}^{-1}$.

Exercice 14 : combustion de l'essence

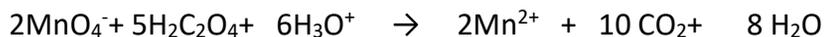
Le principal constituant de l'essence est l'octane C_8H_{18} . Lors de la combustion de l'essence dans l'air, l'octane réagit avec le dioxygène de l'air pour produire du dioxyde de carbone et de l'eau.

Quel est le volume d'air, mesuré dans les CNTP, nécessaire pour la combustion de 500 g d'octane ?

Exercice 15:

On mélange n_1 mol d'une solution incolore d'acide oxalique, de formule $\text{H}_2\text{C}_2\text{O}_4$, avec n_2 mol d'une solution violette de permanganate de potassium en milieu acide.

L'équation de la réaction qui se produit s'écrit :



L'acide est en excès pour chacun des mélanges et l'eau constitue le solvant de la solution.

1) Compléter littéralement le tableau d'avancement ci-dessous:

Equation de la réaction							
Etat du système	Avancement	Quantité de matière (en mol)					
Initial	0						
Intermédiaire	X						
Final	X_{max}						

2) Toujours littéralement, expliquer comment déterminer le réactif limitant ainsi que l'avancement maximal.

3) Déterminer le réactif limitant ainsi que l'avancement maximal si $n_1 = 2,5\text{ mol}$ et $n_2 = 1,0\text{ mol}$. Quelle remarque pouvez-vous faire ?

4) A présent, on mélange un volume $V_1 = 20,0\text{ mL}$ de solution d'acide oxalique à la concentration $C_1 = 0,50\text{ mol/L}$ avec un volume $V_2 = 5,0\text{ mL}$ de la solution de permanganate de potassium à la concentration $C_2 = 0,40\text{ mol/L}$. Déterminer le réactif limitant ainsi que l'avancement maximal.

CHAPITRE 2 : DE L'ATOME A L'ELEMENT CHIMIQUE



Objectifs :

- ✓ Représenter un nucléide.
- ✓ Savoir la structure électronique d'un élément chimique.
- ✓ Réaliser la représentation de Lewis d'un atome.
- ✓ Utiliser le tableau périodique pour localiser un élément chimique, designer quelques familles des éléments.

I – STRUCTURE D'UN ATOME

1- Introduction

Pour expliquer certaines propriétés chimiques ou physiques de la matière, les chimistes ont dû faire des hypothèses sur l'existence des atomes et leur structure. L'atome est la particule fondamentale de la chimie.

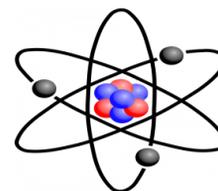
2- Définition

Un atome est une particule électriquement neutre comprenant deux parties :

- ❖ Un noyau constitué de protons chargés positivement et de neutrons sans charge électrique.
- ❖ Des électrons chargés négativement qui gravitent autour du noyau.

Modèle de l'atome :

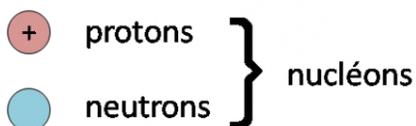
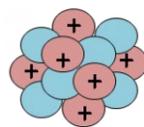
Les recherches ont abouti, au début du XX siècle, à la conclusion qu'un atome possède un noyau, chargé d'électricité positive, de dimensions très petites par rapport à celles de l'atome, autour duquel se déplacent, d'un mouvement rapide, des électrons, chargés d'électricité négative.



2-1 Le noyau :

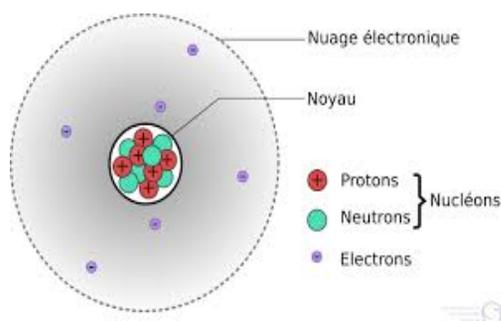
Le noyau, appelé aussi nucléide, est constitué de nucléons, il existe deux types de nucléons :

- ❖ Les protons, portant une charge électrique positive :
 $e = q_{proton} = 1,60 \cdot 10^{-19} \text{ C}$ et de masse $m_{proton} = 1,673 \cdot 10^{-27} \text{ kg}$
- ❖ Les neutrons, électriquement neutres : $q_{neutron} = 0 \text{ C}$ et de masse $m_{neutron} = 1,675 \cdot 10^{-27} \text{ kg} \approx m_{proton}$



2-2. Les électrons

Les électrons gravitent (tournent) dans le vide autour du noyau. Ils sont chargés négativement, de charge : $q_{\text{électron}} = -e = -1,60 \cdot 10^{-19} \text{ C}$ et de masse $m_{\text{électron}} = 9,10 \cdot 10^{-31} \text{ kg}$.



Représentation du nuage électronique de l'atome d'hydrogène.

3. Représentation symbolique d'un atome

Nombre de masse	A	Symbole chimique de l'atome
Numéro atomique	Z	

- ✓ Z représente le nombre de protons.
- ✓ A représente le nombre de nucléons.
- ✓ X est une lettre majuscule, parfois suivie d'une lettre minuscule, qui donne le symbole de l'atome.
- ✓ Le nombre N de neutrons est alors : $N = A - Z$

Remarque

Un atome est toujours électriquement neutre, cela signifie qu'il ya autant de charges positives que de charges négatives dans un atome. Donc il y a le même nombre de protons que d'électrons dans chaque atome :

Nombre de protons = Nombre d'électrons

Exemple

Représentation symbolique : 1_9F

F : représente le symbole chimique de l'atome de fluor.

A = 19 : Le nombre de nucléons (protons + neutrons)

Z = 9 : Le nombre de protons

Le nombre de neutrons N est : $A - Z = 19 - 9 = 10$

Le nombre de protons est égal à celui des électrons, car un atome est toujours électriquement neutre.

L'atome de fluor est alors constitué de 9 protons, 10 neutrons et 9 électrons.

4- Masse et dimension de l'atome

4-1 Masse de l'atome

La masse de l'atome est égale à la somme des masses de ses différents constituants :

$m_{\text{atome}} = m_{\text{Noyau}} + m_{\text{électrons}} = (Z \cdot m_p + N \cdot m_n) + Z \cdot m_e$, Si on néglige la masse des électrons devant celle des protons ($\frac{m_p}{m_e} = 1835$). La valeur approchée de la masse de l'atome est égale à

la masse de son noyau:

$$m_{\text{atome}} = Z \cdot m_p + N \cdot m_n \approx A \cdot m_{\text{nucléon}}$$

Exemple : l'atome de sodium ${}^{23}_{11}\text{Na}$

$$m_{\text{atome}} = m_{\text{Noyau}} + m_{\text{électron}} = (Z \cdot m_p + N \cdot m_n) + Z \cdot m_e$$

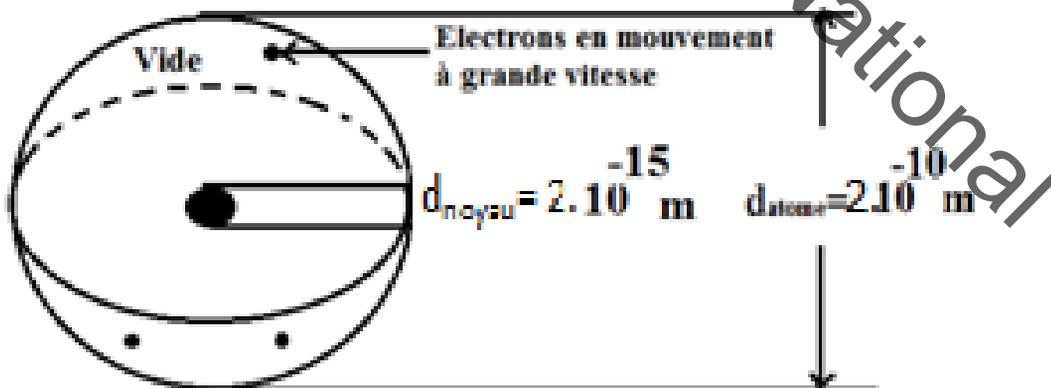
$$m_{\text{atome}} = (11 \times 1,67 \times 10^{-27} + 12 \times 1,67 \times 10^{-27}) + 11 \times 9,1 \times 10^{-31}$$

$$m_{\text{atome}} = 3,84 \times 10^{-26} \text{ kg}$$

Masse approchée :

$$m_{\text{atome}} = A \cdot m_{\text{nucléons}} = 23 \times 1,67 \times 10^{-27} = 3,84 \times 10^{-26} \text{ kg}$$

4-2 Dimensions de l'atome :



Le noyau d'un atome a un rayon de l'ordre de 10^{-15} m.

L'atome peut être considéré comme une sphère de rayon 10^{-10} m.

Le rayon du noyau de l'atome est environ 100 000 fois plus petit que celui de l'atome :

$$\frac{R(\text{atome})}{R(\text{noyau})} = \frac{10^{-10}}{10^{-15}} = 10^5.$$

Tout comme le système solaire, l'atome a une **structure lacunaire**.

II - ELEMENT CHIMIQUE

1- Définition

On appelle élément chimique l'ensemble des entités chimiques (atomes, isotopes ou ions) caractérisées par le même nombre Z protons ...

En général, chaque élément chimique est représenté par une lettre majuscule, c'est le plus souvent la première lettre de son nom.

Si les noms de plusieurs éléments commencent par la même lettre, on ajoute une deuxième lettre minuscule.

Exemple

Nombre atomique Z	6	8	16	26	29	17	9
Nom de l'élément	Carbone	Oxygène	Soufre	Fer	Cuivre	Chlore	Fluor
Symbole	C	O	S	Fe	Cu	Cl	F

2- Les Isotopes

Définition

Les atomes qui ont le même numéro atomique Z, mais des nombres de masse A différents sont appelés isotopes de l'élément.

Dans la nature il existe souvent plusieurs isotopes d'un même élément.

Leurs proportions sont pratiquement constantes d'un échantillon à l'autre.

Comment calculer la masse molaire d'un élément ?

Si un élément est constitué de plusieurs isotopes, la masse molaire atomique de cet élément tient compte de la proportion des différents isotopes.

Exemple :

Le cuivre naturel est un mélange de deux isotopes, le cuivre 63 et le cuivre 65.

Le tableau suivant donne les pourcentages de ses isotopes.

isotope	Notation	Nombre de nucléons		% dans le mélange naturel
		P	N	
Cuivre 63	${}^{63}_{29}\text{Cu}$	29	34	69,2
Cuivre 65	${}^{65}_{29}\text{Cu}$	29	36	30,8

Calcul de la masse atomique du cuivre :

$$M = \frac{63 \times 69,2}{100} + \frac{65 \times 30,8}{100} = 63,616 \text{ g/mol}$$

III- LES ELECTRONS ET LEUR REPARTITION DANS UN ATOME

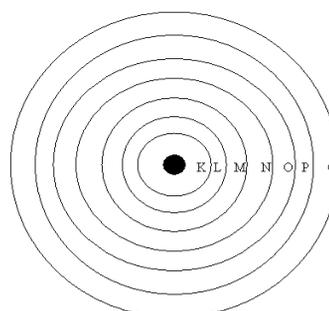
1- Les Couches Electroniques

Les électrons d'un atome se répartissent sur des couches électroniques.

Ces couches sont symbolisées par les lettres K, L, M, N ...

Les couches sont désignées par un nombre appelé nombre quantique principal

$n = 1, 2, 3, \dots$



n	1	2	3	4	5	6	7
Lettre	k	L	M	N	O	P	Q

Les électrons de la couche K sont les électrons les plus proches du noyau, ensuite on s'éloigne de plus en plus du noyau.

La couche externe est la dernière couche occupée, les autres couches sont appelées couches internes.

Une couche électronique saturée est une couche qui ne peut plus accepter d'électrons.

2- Règles de remplissage des couches

Le remplissage des couches obéit à des règles bien précises :

- **Une couche ne peut contenir qu'un nombre limité d'électrons. Le nombre maximal d'électrons pouvant appartenir à une couche de nombre quantique n est $2n^2$.**

La couche K($n=1$) contient au maximum 2 électrons

La couche L(n=2) contient au maximum 8 électrons
 La couche M(n=3) contient au maximum 18 électrons
 La couche N(n=4) contient au maximum 32 électrons

- Pour les éléments dont $Z \leq 18$, les électrons remplissent les couches en suivant l'ordre croissant des nombres quantiques : d'abord la couche K, puis la couche L.....Une couche ne commence à se remplir que si la couche précédente est saturée.

Remarque

A partir du potassium (Z=19), la couche N commence à se remplir alors que la couche M ne renferme que 8 électrons. Nous nous limiterons, cette année, aux atomes possédant 8 électrons sur la couche M.

- La structure électronique d'un atome est représentée par une **formule électronique** dans laquelle les couches électroniques sont représentées par des lettres portant en **exposant** le nombre d'électrons contenus dans la couche correspondante.

Exemple

atome	Hydrogène H	Lithium Li	Carbone C	Azote N	Soufre S
Numéro atomique	Z=1	Z=3	Z=6	Z=7	Z=16
Répartition des électrons	(K) ¹	(K) ² (L) ¹	(K) ² (L) ⁴	(K) ² (L) ⁵	(K) ² (L) ⁸ (M) ⁶

IV- LA REPRÉSENTATION DE LEWIS D'UN ATOME

Les électrons de la couche la plus éloignée du noyau ou couche externe ont une très grande importance. Nous verrons que ces électrons appelés **électrons périphériques** ou **électrons de valence** sont responsables des propriétés chimiques des éléments.

Les électrons périphériques peuvent :

- ✓ Soit être groupés par deux pour former des **doublets d'électrons** ;
- ✓ Soit rester seuls ; ils sont dits alors **électrons célibataires** ou non appariés.

Il est important de connaître le nombre d'électrons célibataires d'un atome car ils permettent d'expliquer les propriétés chimiques.

La représentation de Lewis permet de mettre en évidence les électrons de la couche externe.

Les **électrons célibataires** sont représentés par un **point (•)**, les **doublets** par un **tiret (—)**, placés autour du symbole de l'élément considéré.

Exemple

atome	Hydrogène H	Lithium Li	Carbone C	Azote N	Soufre S
Numéro atomique	Z=1	Z=3	Z=6	Z=7	Z=16
représentation de Lewis	\cdot H	Li \cdot	\cdot C \cdot	\cdot N \cdot	\cdot S \cdot

Remarque

On constate que sur la couche externe de l'atome de carbone il y a 4 électrons célibataires. Tandis que sur celle du fluor se trouvent 7 électrons répartis en 3 doublets et un électron célibataires. Les doublets n'apparaissent sur la couche L qu'à partir du 5^e électrons dans cette couche comme le montre le tableau suivant.

H \cdot							He \uparrow
Li \cdot	Be \cdot	B \cdot	C \cdot	N \cdot	O \cdot	F \cdot	Ne \uparrow
Na \cdot	Mg \cdot	Al \cdot	Si \cdot	P \cdot	S \cdot	Cl \cdot	Ar \uparrow
K \cdot	Ca \cdot	Ga \cdot	Ge \cdot	As \cdot	Se \cdot	Br \cdot	Kr \uparrow
Rb \cdot	Sr \cdot	In \cdot	Sn \cdot	Sb \cdot	Te \cdot	I \cdot	Xe \uparrow
Cs \cdot	Ba \cdot	Tl \cdot	Pb \cdot	Bi \cdot	Po \cdot	At \cdot	Rn \uparrow
Fr \cdot	Ra \cdot						

V- LA VALENCE

La valence est égale au nombre d'électrons célibataires figurant dans la représentation de LEWIS

Exemple

atome	$\overset{\cdot}{\text{H}}$	$\begin{array}{c} \cdot \\ \cdot \\ \text{C} \\ \cdot \\ \cdot \end{array}$	$\begin{array}{c} \cdot \\ \cdot \\ \text{N} \\ \cdot \end{array}$	$\begin{array}{c} \cdot \\ \cdot \\ \text{O} \\ \cdot \end{array}$	$\begin{array}{c} \cdot \\ \cdot \\ \text{S} \\ \cdot \end{array}$	$\begin{array}{c} \cdot \\ \cdot \\ \text{F} \\ \cdot \end{array}$	$\begin{array}{c} \cdot \\ \cdot \\ \text{Cl} \\ \cdot \end{array}$
Electrons célibataires	1	4	3	2	2	1	1
Valence	1	4	3	2	2	1	1

VI- CLASSIFICATION PERIODIQUE DES ELEMENTS

Tous les éléments sont classés dans un tableau que l'on appelle la classification périodique des éléments.

A l'origine, elle fut établie par **Mendeleïev** (1869) et fondée uniquement sur les propriétés chimiques des éléments.

De nos jours, elle repose sur la constitution électronique des atomes.

1 - Classification simplifiée des 20 premiers éléments chimiques

groupes	I	II	III	IV	V	VI	VII	VIII
1 ^{ère} période	${}^1_1\text{H}$							${}^4_2\text{He}$
2 ^{ème} période	${}^7_3\text{Li}$	${}^9_4\text{Be}$	${}^{11}_5\text{B}$	${}^{12}_6\text{C}$	${}^{14}_7\text{N}$	${}^{16}_8\text{O}$	${}^{19}_9\text{F}$	${}^{20}_{10}\text{Ne}$
3 ^{ème} période	${}^{23}_{11}\text{Na}$	${}^{24}_{12}\text{Mg}$	${}^{27}_{13}\text{Al}$	${}^{28}_{14}\text{Si}$	${}^{31}_{15}\text{P}$	${}^{32}_{16}\text{S}$	${}^{35}_{17}\text{Cl}$	${}^{40}_{18}\text{Ar}$
4 ^{ème} période	${}^{39}_{19}\text{K}$	${}^{40}_{20}\text{Ca}$						

2- Principe de la classification périodique des éléments

Les éléments, représentés par leurs symboles, sont placés par ordre de numéros atomiques croissants dans un tableau à 8 colonnes ou groupes et 4 lignes ou périodes.

Chaque élément occupe une case du tableau. Son numéro atomique est situé en bas et à gauche de la case.

Chaque période correspond au remplissage d'une couche électronique. Ainsi, la première période correspond au remplissage de la couche K, la seconde à celle de la couche L Lorsqu'une couche est remplie, on passe à la période suivante, de telle sorte que tous les éléments d'une même colonne possèdent le même nombre d'électrons périphériques.

Remarque

- ✓ Le numéro de la ligne (période) désigne le nombre de couches électroniques de l'atome.
- ✓ Le numéro de la colonne désigne le nombre d'électrons de valence.

3- Propriétés de la classification périodique des éléments

Les relations entre la structure atomique des divers éléments et la classification périodique apparaissent dans le tableau simplifié précédent.

a- Dans une même colonne, tous les atomes possèdent le même nombre d'électrons dans la dernière couche.

b- L'expérience montre que les éléments d'une même colonne ont des propriétés chimiques voisines, sinon semblables.

c- Le tableau simplifié de classification périodique désigne les familles ou (groupes) des éléments suivantes :

- Les éléments de la colonne 1, à l'exception de l'hydrogène, constituent le groupe des **alcalins** possédant un électron périphérique.
- Le groupe de la colonne 7 représente le groupe des **halogènes** :

Les **halogènes**, fluor, chlore, brome, iode... sont constitués d'atomes ayant 7 électrons périphériques (3 doublets et un électron célibataire).

- Le groupe de la colonne 8 groupe des **gaz rares** :

Les gaz rares ou gaz nobles se trouvent en très petite quantité dans l'air. Citons l'hélium, le néon, l'argon, le krypton et le xénon. Mis à part l'hélium, dont la couche externe est la couche K à 2 électrons, ils possèdent tous 8 électrons périphériques groupés en 4 doublets.

Les gaz rares ont une couche externe saturée, ce qui explique leur inertie chimique.

Exercice résolu :

- Le chlore appartient à la 3^e ligne et à la 7^e colonne du tableau périodique.
 - Donner sa répartition électronique.
 - En déduire son numéro atomique.
 - Le chlore possède 20 neutrons. Donner son nombre de masse.
 - Donner alors la représentation de son noyau.
- Le noyau d'un atome a une charge électrique $q=3,2 \cdot 10^{-19}$ C et renferme 2 neutrons.
 - Donner son numéro atomique et son nombre de masse.
 - Donner sa structure électronique.
 - Quelle est sa position dans le tableau de classification périodique ?

Correction:

- Cl: (K)²(L)⁸(M)⁷
 - le nombre atomique $Z=17$.
 - le nombre de masse : $A=17+20=37$.
 - la représentation du noyau est : ${}_{17}^{37}\text{Cl}$.
- numéro atomique et nombre de masse $Z = \frac{q}{e} = \frac{3,2 \cdot 10^{-19}}{1,6 \cdot 10^{-19}} = 2$, $A = Z+N = 2+2 = 4$.
 - la structure électronique est : (K)²(L)².
 - la position de l'élément dans le tableau périodique est : $\begin{cases} \text{période} : 2 \\ \text{groupe} : 2 \end{cases}$

L 'essentiel

- L'atome est composé d'un noyau porteur de charges électriques positives autour duquel gravitent des électrons porteurs de charges électriques négatives.
- Le noyau est composé de protons et de neutrons appelés nucléons. Il est 100000 fois plus petite que l'atome correspondant.
- Le proton porte une charge électrique positive égale à $e = 1.6 \times 10^{-19} \text{c}$ et a une masse $m = 1.67 \times 10^{-27} \text{Kg}$.
- Le neutron est électriquement neutre et a une masse m voisine de celle du proton.
- L'électron porte une charge électrique négative égale à $-e = -1.6 \times 10^{-19} \text{c}$ et a une masse $m = 9.1 \times 10^{-31} \text{Kg}$.
- Le nombre de charge Z d'un noyau est le nombre de protons qu'il contient.
- Le nombre de masse A d'un noyau est le nombre de nucléons qu'il contient.
- Le nombre de neutrons du noyau s'obtient en faisant la différence $N = A - Z$
- Un noyau ou un atome est représenté par ${}^A_Z X$.
- Le nuage électronique d'un atome est formé par Z électrons.
- La masse de l'atome est concentrée dans son noyau : $m_{\text{noyau}} = m_{\text{atome}}$.
- Tous les atomes dont les noyaux comportent le même nombre de protons forment un élément chimique.
- A chaque valeur de Z correspond un seul élément chimique.
- Des atomes sont des isotopes s'ils ont le même nombre de charge Z et diffèrent par leurs nombres de masse A .
- Les électrons d'un atome se répartissent sur des couches notées K, L, M, N, O, P, Q.
- Une couche électronique de rang n peut contenir au maximum : $2n^2$.
- Le remplissage de la couche de rang $n+1$ ne commence que lorsque la couche de rang n est saturée.
- Le tableau de classification périodique actuelle contient 7 lignes (période) et 18 colonnes (groupe).
- Le numéro quantique n de la couche externe désigne la période et l'ensemble des électrons périphériques désigne la famille (groupe).
- Les isotopes d'un élément chimique occupent la même case.
- Les éléments d'une même colonne ont des propriétés chimiques voisines ils forment une famille.
- La famille de la première colonne s'appelle les alcalins, la deuxième alcalino-terreux, la septième des halogènes et la huitième constituée des atomes qui ont une couche externe saturée, constitue la famille des gaz rares ou inertes.

Exercice1 :

Complète les phrases suivantes :

- a) le numéro atomique d'un élément désigne le nombre de.....de cet élément. Il représente la nature de l'élément.
- b) Le nombre de masse d'un élément désigne le nombre de.....et de.....de cet élément.
- c) Si le nombre d'électrons est égal au nombre de.....alors l'atome est.....
- d) Si le nombre d'électrons est différent du nombre de.....alors l'atome est un.....
- e) S'il y a plus de protons que d'..... alors l'ion est un.....
- f) S'il y a plus d'électrons que d'.....alors l'ion est un.....
- g) Si deux atomes ont le même nombre de protons mais un nombre de différent alors ce sont des.....

Exercice 2:

Répondre par Vrai ou Faux :

- a. La charge globale d'un atome est négative.
- b. Le proton a une charge opposée à celle d'un neutron.
- c. L'atome le plus simple est l'atome d'hydrogène, constitué d'un seul proton et d'un électron.
- d. La masse molaire atomique d'un élément est la masse d'un atome de cet élément.
- e. Les isotopes d'un élément chimique ont le même nombre de masse.
- f. Deux isotopes différents, uniquement, par le nombre de neutrons.
- g. A l'état naturel, un élément chimique est, en général, un mélange d'isotopes.

Exercice3 :

Donner la bonne réponse(QCM) :

- a- Le noyau ${}_{17}^{35}\text{Cl}$ est formé par :
 - a-1 : 17 protons, 35 neutrons.
 - a-2 : 18 protons, 17 neutrons.
 - a-3 : 17 protons, 18 neutrons.
- b- La couche L est entièrement remplie par :
 - b-1 : 18 électrons b-2 : 8 électrons b-3 : 2 électrons
- c- L'atome de phosphore (Z=15) a pour formule électronique :
 - c-1 : (K)²(L)⁸(M)⁵ c-2 : (K)²(L)⁶(M)⁷ c-3 : (K)¹(L)⁸(M)⁶.
- d- Un élément est définie par:
 - d-1 : le nombre de nucléons.

d-2 : le nombre de neutrons.

d-3 : le nombre de protons.

Exercice 4 :

L'atome d'aluminium possède 13 électrons et 27 nucléons.

- Calculer la charge totale des électrons.
- En déduire la charge du noyau de l'atome d'aluminium ainsi que le nombre de protons dans son noyau.
- Déterminer alors le nombre de charge de cet atome.
- Donner la représentation symbolique de cet atome.

Exercice5:

On suppose que la masse d'un atome est égale à la masse de son noyau .

La masse d'un atome X est $m_x=3.84 \times 10^{-26} \text{Kg}$.

La charge électrique de son noyau est $q=17.6 \times 10^{-19} \text{c}$.

- Déterminer en le justifiant :
 - La composition du noyau de cet atome
 - Le nombre d'électrons que possède cet atome.
- A partir du tableau suivant identifier l'élément chimique correspondant.
- Donner la représentation symbolique de cet atome.

Exercice6 :

Le chlore existe sous forme de deux isotopes dont les noyaux renferment :

18 et 20 neutrons. Le numéro atomique du chlore est $Z=17$

- Représenter les deux isotopes du chlore.
- Calculer la masse d'une mole de chacun de ces isotopes.
- Donner la formule électrique de l'ion Cl^- .
- Sachant que la masse molaire du chlore est $M_{\text{Cl}}=35.5 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$.
Calculer la proportion de ces isotopes (On donne le pourcentage de chaque isotope).

Exercice7 :

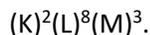
Le noyau de l'atome de phosphore(P) renferme 30 nucléons et porte la charge électrique $q=24 \times 10^{-19} \text{c}$.

- Déterminer le nombre de protons contenus dans le noyau de l'atome de phosphore.
- Représenter le symbole du noyau correspondant.
- Donner la structure électronique de l'atome de phosphore.
- L'atome de phosphore peut gagner trois électrons.

- a) Donner le symbole de l'entité obtenue et sa structure électronique.
- b) Donner la composition de son noyau.

Exercice8 :

La formule électronique de l'atome d'aluminium de symbole Al est :



- 1) Donner son nombre de charge.
- 2) Donner le symbole de son noyau sachant qu'il renferme 14 neutrons.
- 3) Calculer sa masse molaire.
- 4) Donner la structure électronique de l'ion Al^{+3} .

Exercice 9 :

- 1) Compléter le tableau suivant :

Elément		Symbole du Noyau	Nombre de protons	Nombre de neutrons	Nombre de nucléons
Symbole	Nom				
		$^{16}_8O$	8		
H				2	3
				10	18
		$^{26}_{26}Fe$		30	
					1

- 2) Dégager du tableau les isotopes du même élément chimique.
- 3) Donner la structure électronique des atomes d'oxygène et d'hydrogène.

Exercice10 :

On conseille à un jeune sportif de moins de 18 ans de consommer 1g de calcium par jour.

- 1) Déterminer le volume V_1 de lait lui permettant de couvrir son besoin quotidien en calcium sachant que 100g de lait contiennent en moyenne 133mg de calcium.
- 2) Déduire le nombre de verre correspondant à ce volume. Sachant que le volume d'un verre est $V_2=200cm^3$.

La masse volumique moyenne de lait est $\rho=1.031 g.cm^{-3}$.

Exercice 11 :

- 1) Le chlore appartient aux 3 lignes et aux 7 colonnes du tableau périodique.
 - a- Donner sa répartition électronique.
 - b- En déduire son numéro atomique.
 - c- Le chlore possède 20 neutrons. Donner son nombre de masse.
 - d- Donner alors la représentation de son noyau.

2) Le noyau d'un atome a une charge électrique $q = 3.2 \times 10^{-19} \text{C}$ et renferme 2 neutrons.

- a- Donner son numéro et son nombre de masse.
- b- Donner sa structure électronique.
- c- Quelle est sa position dans le tableau de classification périodique.

Exercice 12 :

Le noyau d'un atome porte une charge électrique $q_{\text{noyau}} = 2,56 \cdot 10^{-18} \text{C}$. Le nombre de nucléons A de cet atome est le double du nombre de protons Z .

Données :

- ✓ Charge élémentaire : $e = 1,60 \cdot 10^{-19} \text{C}$
 - ✓ Masse du proton : $m_p = 1,673 \cdot 10^{-27} \text{kg}$
 - ✓ Masse du neutron : $m_n = 1,675 \cdot 10^{-27} \text{kg}$
 - ✓ Masse d'un électron : $m_e = 9,10 \cdot 10^{-31} \text{kg}$
1. Déterminer le numéro atomique Z de cet atome.
 2. Déterminer le nombre de masse A .
 3. Déterminer la masse du noyau.
 4. Donner la représentation symbolique de cet atome, sachant que son symbole chimique est S.

Exercice 13 :

Dans la nature l'atome de chlore Cl existe sous deux formes de représentation symbolique :



1. Comment nomme-t-on ces deux atomes ?
2. Déterminer la constitution de chacun des deux atomes de chlore. Justifier.
3. Déterminer la configuration électronique de chacun des deux atomes. Justifier à l'aide des règles de remplissage.
4. L'ion chlorure porte une charge égale à $-e$. Donner le symbole de cet ion ainsi que sa structure électronique.

Exercice 14 :

Un atome inconnu possède deux électrons sur sa couche externe M .

1. Déterminer la configuration électronique de cet atome.
2. Déterminer le numéro atomique Z de cet atome.
3. Déterminer la charge électrique du noyau.
4. Donner la représentation symbolique de cet atome sachant que son symbole chimique est Mg.

5. L'ion formé par cet atome résulte de la perte de deux électrons de la couche externe. Donner la structure électronique de cet ion.
6. Déterminer la charge électrique portée par cet ion. S'agit-il d'un cation ou d'un anion ?
7. Ecrire la formule chimique de cet ion.

Exercice 15:

On considère un atome dont le noyau comporte un nombre de neutrons $N=20$ et qui a pour nombre de masse $A=39$.

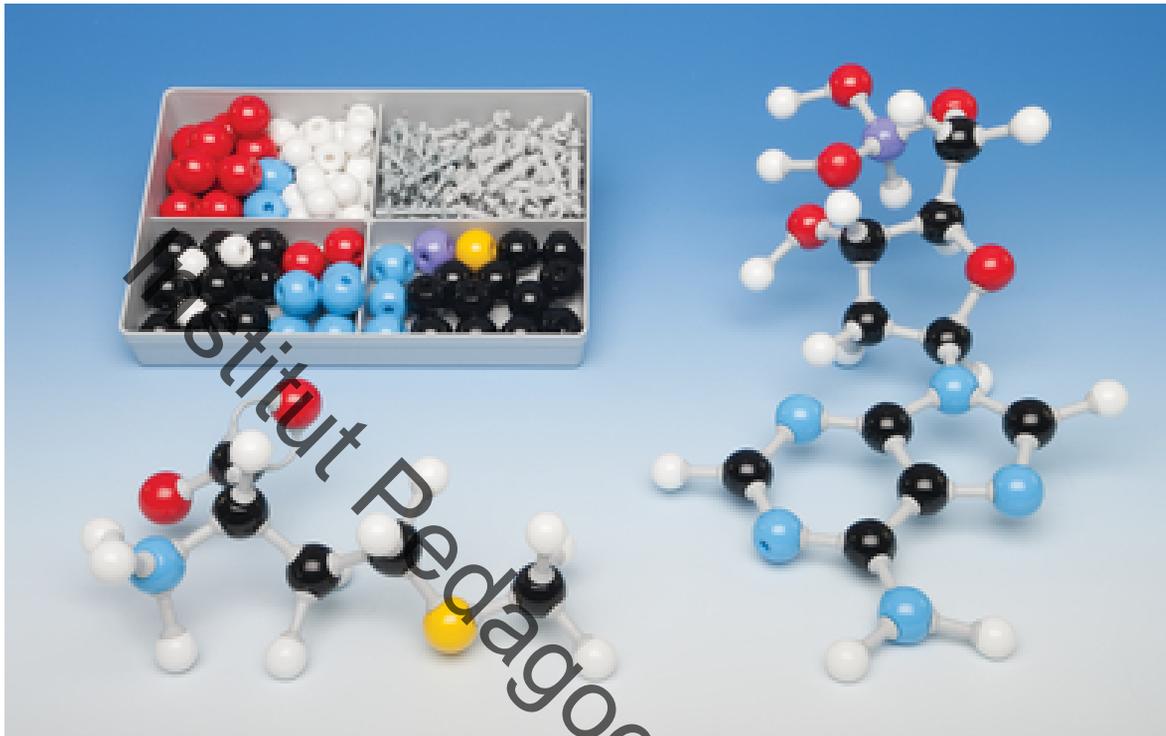
- 1°) Quelle est la structure électronique de cet atome ?
- 2°) A quelle famille d'éléments appartient-il ?
- 3°) Où est-il situé dans la classification périodique ?

Exercice 16 :

On trouve les gaz nobles en faible quantité dans l'atmosphère.

- 1) Où sont situés les gaz nobles dans la classification périodique des éléments ?
- 2) Citer les trois premiers éléments de cette famille.
- 3) Rechercher une utilisation possible de ces trois gaz.
- 4) Quelle est la particularité de la couche électronique externe des gaz nobles ?
- 5) Pourquoi les appelle-t-on gaz nobles ?
- 6) On appelle aussi les éléments de cette famille les gaz rares. Rechercher pourquoi.
- 7) Quelles sont les molécules formées par les atomes de gaz nobles ?

CHAPITRE III : MOLECULES ET IONS



Objectifs :

- Maîtriser la règle du duet et de l'octet.
- Connaitre la formation des molécules à partir des liaisons chimiques.
- Reconnaître les types des formules des molécules.
- Comprendre le mécanisme de la formation des ions.

I - INTRODUCTION

Les éléments chimiques les plus stables de la classification périodique des éléments sont les gaz rares (ou nobles), dernière colonne de la classification périodique.

Ceci est dû à leur configuration électronique, la dernière couche occupée (couche externe) étant saturée à 2 ou 8 électrons.

Afin d'acquiescer de la stabilité, les autres atomes du tableau de la classification périodique cherchent à obtenir la configuration électronique du gaz rare le plus proche d'eux.

Pour cela ils ont deux possibilités :

- S'associer entre eux pour former des molécules.
- Gagner ou perdre des électrons et ainsi former des ions.

Ainsi, ils respectent la règle du duet ou de l'octet :

II- RÈGLE DU DUET ET DE L'OCTET

Règle du duet :

Les éléments de numéro atomique inférieur ou égal à 5 évoluent de manière à acquiescer la structure électronique (K)² de l'hélium.

Règle de l'octet :

Les éléments de numéro atomique supérieur à 5 évoluent de manière à acquiescer la structure électronique du néon (K)²(L)⁸ ou de l'Argon (K)²(L)⁸(M)⁸

Ils portent alors 8 électrons (un octet) sur leur couche externe.

III - LES MOLECULES

III- 1 Définition d'une molécule

Une molécule est un ensemble d'atomes (au moins deux) identiques ou non, unis les uns aux autres par le biais de liaisons chimiques. Elle est représentée par sa formule brute qui s'obtient en juxtaposant les symboles des éléments constituant la molécule. Chaque symbole porte un indice à droite qui représente le nombre d'atomes de cet élément dans la molécule. Le nombre 1 n'est pas porté.

Exemples : Molécule d'eau (H₂O) ; Molécule de dioxyde de carbone (CO₂) ; Molécule de saccharose (C₁₂H₂₂O₁₁)....

III-2 Formation des molécules

Les molécules sont formées d'atomes unis par des liaisons chimiques.

III- 2-1 Les liaisons chimiques

On appelle liaison chimique toute interaction attractive qui maintient des atomes à courte distance.

Parmi les liaisons chimiques on distingue les liaisons covalentes et les liaisons ioniques.

III-2-a-1 Liaisons covalentes :

III-2-a-1) La couche de valence et électrons de valence :

La couche de valence d'un atome est sa dernière couche électronique (couche périphérique) partiellement ou totalement remplie.

Les électrons de la couche de valence sont appelés électrons de valence. Ils sont à l'origine des liaisons chimiques.

La valence d'un atome est le nombre de doublets liants qu'il est susceptible de former. Elle est aussi égale au nombre d'électrons qui lui manquent pour saturer sa couche externe :

Si l'atome peut établir une seule liaison, il est dit monovalent

Si l'atome peut établir deux liaisons, il est dit divalent (ou bivalent)

Si l'atome peut établir trois liaisons, il est dit trivalent

Si l'atome peut établir quatre liaisons, il est dit tétravalent

Exemple

Atome	Valence
H	Monovalent
C	Tétravalent
Al	Trivalent
Cl	Monovalent
Na	Monovalent
O	Divalent

Remarque

Les atomes de la même période (même ligne) du tableau de classification périodique ont la même couche de valence alors que ceux de la même colonne ont la même valence.

III-2-a- 2) Formation des molécules à liaisons covalentes

Lors de la formation d'une molécule à liaisons covalentes, les atomes se lient par des liaisons covalentes (ou doublets liants).

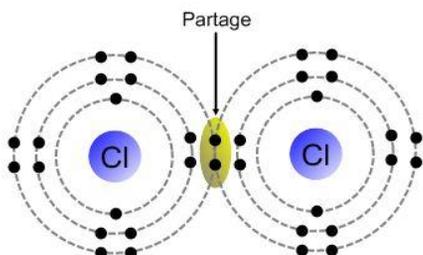
La liaison covalente se produit lorsque la différence d'électronégativité entre les deux atomes est petite.

Une liaison covalente est formée par deux électrons, un électron venant de chaque atome participant à la liaison.

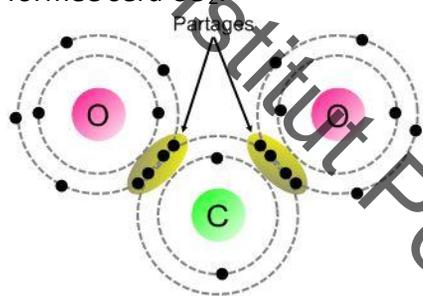
Une fois la liaison formée, on considère que les deux électrons de la liaison appartiennent aux deux atomes : ils partagent le doublet (doublet liant)

Exemple1

Lors de la formation de la molécule de Cl_2 , deux atomes de chlore partagent un seul doublet d'électrons :



Un atome d'oxygène partagera deux doublets d'électrons avec un atome de carbone. Ainsi, lorsque deux atomes d'oxygène partageront des électrons avec le carbone, la molécule formée sera CO_2 .



- **Nombre de liaisons covalentes que doit former un atome :** (la valence)

Le nombre de liaisons covalentes que peut former un atome est égale au nombre d'électrons qui manquent sur sa couche externe pour avoir la structure stable en duet ou en octet. Les atomes doivent respecter la règle de l'octet (ou du duet)

Exemple

- L'atome d'hydrogène : $(K)^1$, il doit acquérir un électron pour obtenir la structure stable en duet donc il pourra former 1 liaison covalente.
- L'atome d'oxygène : $(K)^2 (L)^6$, il doit acquérir 2 électrons pour obtenir la structure stable en octet, donc il pourra former 2 liaisons covalentes.
- L'atome d'azote : $(K)^2(L)^3$, il doit acquérir 3 électrons pour obtenir la structure stable en octet, donc il pourra former 3 liaisons covalentes.
- L'atome de carbone : $(K)^2 (L)^4$, il doit acquérir 4 électrons pour obtenir la structure stable en octet, donc il pourra former 4 liaisons covalentes.

III-2-a-3) Types de liaisons covalentes :

On distingue trois types de liaisons covalentes qui sont : Liaison covalente simple, liaison covalente double et liaison covalente triple.

Une liaison covalente simple est une liaison chimique dans laquelle deux atomes mettent en commun deux électrons de leurs couches de valence afin de former un doublet d'électrons liant les deux atomes, appelé doublet liant. Le partage de deux ou trois paires d'électrons s'appelle respectivement « liaison covalente double » ou « liaison covalente triple ».

Exemple

Molécule	Formule brute	Type des liaisons
Ethane	C ₂ H ₆	Liaisons simples
Ethylène	C ₂ H ₄	Liaisons simples et double
Acétylène	C ₂ H ₂	Liaisons simples et triple

III-2-a-4) symétrie de la liaison

Si la liaison covalente s'établit entre deux atomes identiques, elle est dite symétrique de type A-A.

Exemple

La molécule de Cl₂ (Cl-Cl), la molécule de O₂ (O-O) sont symétriques ;

Par contre si les deux atomes qui forment la liaison sont différents, on parle de liaison dissymétrique de type A-B.

Exemple :

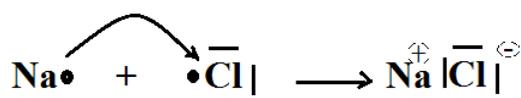
La molécule de LiCl (Li-Cl), la molécule de HF (H-F) sont dissymétriques.

III-2-b) Liaison ionique :

La liaison ionique résulte de l'attraction électrostatique entre ions de signes contraires.

En général, la liaison ionique s'établit entre les atomes métalliques donneurs d'électrons et les atomes non métalliques accepteurs d'électrons.

Exemple : Formation de NaCl



Le Cl étant plus électronégatif que le Na, attire l'électron de valence du Na afin de réaliser l'octet périphérique.

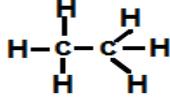
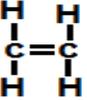
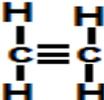
L'atome Na perd un électron et devient ainsi l'ion Na⁺ afin de réaliser également l'octet périphérique. L'atome Cl gagne un électron et devient ainsi l'ion Cl⁻. Les ions Na⁺ et Cl⁻, ainsi formés, étant de signes contraires, s'attirent mutuellement par attraction électrostatique et forment une liaison ionique

III- 3) Formules et représentation de Lewis des molécules :

III-3-a) Formules :

A part la formule brute déjà vue, la molécule est représentée par la formule semi-développée (F.S.D) dans laquelle les liaisons « carbone-carbone » apparaissent par des traits et la formule développée (F.D) où toutes les liaisons apparaissent.

Exemple

Molécule	F.B	F.S.D	F.D
Ethane	C_2H_6	CH_3-CH_3	
Ethylène	C_2H_4	$CH_2=CH_2$	
Acétylène	C_2H_2	$CH \equiv CH$	

III-3-b) Représentation de Lewis :

Pour établir le schéma de Lewis d'une molécule on procède de la manière suivante :

- On dénombre les électrons de valence des atomes présents dans la molécule.
- On les associe en doublets.
- On répartie les doublets entre les atomes (doublets liants) et autour des atomes (doublets non liants) de façon à satisfaire les règles de duet et de l'octet.

Exemple

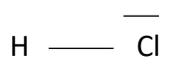
Schéma de Lewis pour HCl (acide chlorhydrique)

Méthode :

Nombre d'électrons de valence présents dans la molécule : $N=1+7=8$

Nombre de doublets est : $n=\frac{N}{2}=4$

L'hydrogène doit satisfaire la règle de duet alors que le chlore doit satisfaire la règle de l'octet et tenant compte que H et Cl peuvent établir une seule liaison d'où le schéma de Lewis



III- 4) Isomères

Deux espèces chimiques sont dites isomères s'ils ont la même formule brute mais ayant des formules semi-développées (ou développées) différentes.

- Différences et points communs entre isomères

Des isomères correspondent à des espèces chimiques différentes.

Par conséquent leurs seuls points communs sont :

- Leur composition atomique
- Leur formule brute
- Leur masse molaire moléculaire

Ils diffèrent par :

- Leur masse volumique et leur densité
- Leur température de fusion ou d'ébullition
- Leur réactivité chimique

Exemple : $\text{C}_2\text{H}_6\text{O}$ qui donne deux isomères de formule semi-développée :



Ethanol



méthoxy-méthane

IV- LES IONS

IV- 1) DEFINITION D'UN ION

Un ion est un atome ou une molécule qui a capté ou cédé un ou plusieurs électrons.

- S'il s'agit d'un atome on parle d'ions monoatomiques.

Exemples :

Cl^- , Na^+ , Mg^{2+} , N^{3-}

- Dans le cas d'une molécule l'ion est dit ion polyatomique.

Exemples :

NH_4^+ , H_3O^+ , NO_3^- , SO_4^{2-} . . .

IV- 2) Formation des ions

IV- 2-1) Formation des ions monoatomiques

A l'exception des gaz rares et les éléments de la quatrième colonne, tous les autres atomes ont tendance à capter ou céder des électrons pour se stabiliser et avoir la structure électronique du gaz rare qui leurs est plus proche : ils deviennent alors chargés donc des ions.

Exemple1 :

Pour être stable, l'atome d'aluminium ($Z=13$) essaie d'obtenir la configuration électronique du gaz rare le plus proche, c'est-à-dire le néon ($Z=10$).

Il va donc devoir perdre 3 électrons et formera ainsi l'ion aluminium Al^{3+}

Exemple2 :

Pour être stable, l'atome d'oxygène ($Z=8$) va tenter d'obtenir la configuration électronique du gaz rare le plus proche, c'est-à-dire le néon ($Z=10$).

Il va donc devoir gagner 2 électrons et formera ainsi l'ion oxyde O^{2-}

$\text{O} : (\text{K})^2 (\text{L})^6$ et $\text{O}^{2-} : (\text{K})^2 (\text{L})^8$ (même configuration que Ne)

Remarque

Certains ions monoatomiques proviennent de la rupture des liaisons ioniques : Exemples : Na^+ et Cl^- provenant de la liaison ionique Na-Cl ; Cu^{2+} et O^{2-} issus de la liaison ionique double Cu=O .

IV- 2- 2) Formation des ions polyatomiques

Des molécules contenant des liaisons covalentes dont les doublets sont délocalisés du fait de la différence d'électronégativité entre les atomes qui les forment peuvent donner selon les conditions, des ions polyatomiques. Exemples : $\text{CH}_3\text{-CO-OH}$ donne $\text{CH}_3\text{-CO}^-$ et OH^-

De même des liaisons ioniques dans certaines molécules donnent des ions polyatomiques

Exemple : Le nitrate d'ammonium (NH_4NO_3) donne une solution NH_4^+ et NO_3^-

Applications

- 1) qu'appelle-t-on molécule ?
- 2) énoncer la règle du duet et la règle de l'octet.
- 3) que signifie liaison covalente ?
- 4) quelle différence y a-t-il entre liaison covalente symétrique et liaison covalente dissymétrique ?
- 5) écrire la formule semi-développée des molécules suivantes : CO_2 , $\text{C}_2\text{H}_7\text{N}$

Vrai / Faux

Répondre par vrai ou faux et corriger les propositions fausses :

- a- Les électrons de l'atome sont appelés les électrons de valence.
- b- Un atome peut établir un nombre illimité de liaisons.
- c- Plus un atome est électronégatif plus il attire le doublet de la liaison.
- d- Une liaison ionique est une liaison covalente.
- e- Deux atomes qui ont le même nombre d'électrons de valence ont nécessairement le même numéro atomique Z.
- f- Les éléments d'une même colonne ont le même nombre d'électrons.
- g- Les éléments d'une même ligne forment une famille.

Q.C.M

a- L'atome ${}^{37}_{17}\text{Cl}$ possède :

- a₁- 17 électrons de valence
- a₂- 7 électrons de valence
- a₃- 37 électrons de valence

b- L'azote N (Z=7) est :

- b₁- monovalent
- b₂- tétravalent
- b₃- trivalent
- b₄- bivalent

c- La liaison H-H est :

- c₁- symétrique
- c₂- dissymétrique
- c₃- polaire.

d- Le carbone (Z=6) peut établir :

- d₁ - deux liaisons covalentes ;
- d₂ - trois liaisons covalentes ;
- d₃ - quatre liaisons covalentes.

e - La position de l'atome de sodium ${}^{23}_{11}\text{Na}$ dans le tableau de classification périodique des éléments est :

- e₁- première ligne, deuxième colonne
- e₂ -deuxième ligne, troisième colonne

CORRIGÉES

- 1) Une molécule est un édifice électriquement neutre formé par un assemblage d'atomes.
- 2) Pour acquérir une plus grande stabilité chimique, les atomes à saturer leur couche externe à deux électrons (règle du duet) ou à huit électrons (règle de l'octet)
- 3) Une liaison covalente résulte de la mise en commun d'un doublet d'électrons entre deux atomes.
- 4) - Une liaison covalente symétrique est établie entre deux atomes identiques (A-A).
- Une liaison covalente dissymétrique est établie entre deux atomes différents (A-B).
- 5)

Molécule	F.S.D
CO ₂	O = C = O
C ₂ H ₇ N	CH ₃ – CH ₂ – NH ₂ CH ₃ – NH – CH ₃

II-Vrai/Faux

- a- Faux : Seuls les électrons de la dernière couche sont appelés électrons de valence.
- b- Faux : Un atome ne peut établir qu'un nombre bien déterminé de liaisons afin d'acquérir une structure électronique plus stable.
- c- Vrai
- d- Faux : Une liaison ionique s'établit entre deux ions alors qu'une liaison covalente s'établit entre deux atomes
- e- Faux : car les atomes d'une même colonne dans le tableau de classification périodique ont le même nombre d'électrons de valence mais des numéros atomiques différents.
- f- Faux : Les éléments d'une même colonne ont le même nombre d'électrons de valence
- g- Faux : Les éléments d'une même colonne forme une famille

III-Q.C.M

a-a₂ ; b-b₃ ; c-c₁ ; d-d₃ ; e-e₃ ;

L'ESSENTIEL

- A part les éléments de la dernière colonne (gaz rares) du tableau de classification périodique des éléments, les autres atomes sont instables à cause du non remplissage de leur dernière couche.

Ainsi, pour se stabiliser (c'est-à-dire avoir la dernière couche remplie), ils évoluent pour se conformer à la règle du duet (remplir leur dernière couche avec 2 électrons) ou à celle de l'octet (remplir leur dernière couche avec 8 électrons).

Pour se faire :

- ✓ ils mettent en commun leurs électrons libres (formation de liaisons chimiques) pour ainsi former des molécules.
- ✓ ils captent ou cèdent des électrons pour devenir des ions.
- Une molécule est un ensemble d'atomes (au moins deux) identiques ou non, unis les uns aux autres par le biais de liaisons chimiques.
- Les liaisons chimiques sont de deux types :
- ✓ liaison covalente : formée par deux électrons, un électron venant de chaque atome participant à la liaison.

Une fois la liaison formée, on considère que les deux électrons de la liaison appartiennent aux deux atomes : ils partagent le doublet (doublet liant)

- ✓ liaison ionique : La liaison ionique résulte de l'attraction électrostatique entre ions de signes contraires.
- Une molécule est représentée par sa formule brute (FB), par sa formule semi-développée (FSD) ou par sa formule développée (FD).
- La représentation de Lewis d'une molécule consiste à représenter les doublets liants et les doublets non liants des couches de valence des atomes qui forment la molécule.
- Deux isomères ont la même formule brute mais des formules semi-développées et développées différentes.
- Un ion est un atome ou une molécule qui porte soit une ou plusieurs charge(s) négative(s) appelé anion, soit une ou plusieurs charge(s) positive(s) appelé cation.

Si l'ion est formé par un atome il est dit monoatomique et s'il est formé par un groupement d'atomes, il est appelé ion polyatomique.

Exercices

Exercice 1

- 1) Donner la structure électronique et la représentation de Lewis des atomes de carbone ($Z=6$) et d'hydrogène ($Z=1$)
- 2) Pour chacun de ces atomes, Combien de liaison covalente susceptibles d'établir avec d'autres atomes ? Quelle est la valence du carbone et celle de l'hydrogène ?
- 3) Ecrire la formule développée du méthane (F.B : CH_4) et celle de l'acétylène (F.B : C_2H_2).

Exercice 2

Compléter le tableau suivant en utilisant le tableau de classification périodique des éléments.

Nom				
Symbole				
Colonne		7		6
Période		2	3	2
Structure électronique	$\text{K}2\text{L}8\text{M}4$			
Liaisons			2	

Exercice 3

- 1) Définir une liaison de covalence simple, une liaison de covalence double puis une liaison de covalence triple.
- 2) a) Retrouver le schéma de Lewis des molécules de dioxygène O_2 , diazote N_2 et gaz carbonique CO_2 .
b) Préciser les types de liaisons rencontrées dans chaque molécule.

Exercice 4

On rappelle les représentations de Lewis des atomes de sodium et d'oxygène :



- 1) Quelles ions peut-on obtenir à partir de ces atomes ?
- 2) Ecrire les équations électroniques de passage de l'atome à l'ion.
- 3) L'oxyde de sodium est un solide constitué d'ions d'oxygène et d'ions de sodium.
- 4) Ces ions sont-ils en même nombre ? Si non, dans quel rapport sont-ils ?

Exercice 5

1) Compléter le tableau suivant :

Atome	H	C	O	Cl	N
Z	1	6	8	17	7
Structure électronique					
Nombre d'électrons de valence					
Nombre de liaisons que peut établir l'atome					

2) Ecrire la ou les représentations de Lewis possibles pour les molécules suivantes : HCl ; HClO ; CH₄ ; CCl₄ ; CH₅N ; C₂H₆ ; C₂H₆O ; NH₃ ; CH₄O.

Exercice 6

On considère les éléments chimiques suivants :

Symbole	C	F	Na	Mg	Cl
Z	6	9	11	12	17

- 1) a- Donner la structure électronique de chacun de ces atomes.
 b- Préciser ceux qui ont le même nombre d'électrons de valence.
 c- Quelles sont parmi ces éléments ceux qui peuvent établir des liaisons covalentes et ceux qui établissent des liaisons ioniques ?
- 2) La molécule de tétrafluorométhane est formée par un atome de carbone et des atomes de fluor.
 - a- Ecrire sa formule brute.
 - b- Déterminer sa représentation de Lewis.
 - c- Préciser la nature des liaisons établies.
- 3) a- Quels ions simples peut-on obtenir à partir des atomes de Mg ; Cl ; Na et F ?
 b- Déterminer la formule statistique du chlorure de magnésium.

Exercice 7

- 1) Sachant que le numéro atomique du phosphore est $Z = 15$ et celui du chlore est $Z = 17$.
 - a- Déterminer les positions des deux atomes dans le tableau de la classification périodique des éléments.
 - b- Lequel des deux atomes est le plus électronégatif ?
- 2) Le phosphore peut établir des liaisons avec le chlore.
 - a- Quelle est la nature de la liaison entre le phosphore et le chlore ? Expliquer
 - b- Combien de liaisons le phosphore peut-il établir ?
 - c- En déduire la formule chimique de la molécule ainsi formée et son schéma de Lewis.
 - d- Placer les fractions de charges électriques qui apparaissent sur les atomes de la molécule. Expliquer brièvement leur apparition.

Exercice 8

L'ion O^{2-} possède la même structure électronique que le néon (${}_{10}Ne$).

- 1) Situer le néon dans le tableau de classification périodique des éléments.
- 2) Déterminer le nombre de charge de l'oxygène.

Il existe deux isotopes correspondants à l'élément oxygène ; l'un renferme 16 nucléons, l'autre renferme 10 neutrons. Donner la représentation de leurs noyaux.

- 4) Le soufre est placé juste au-dessous de l'oxygène dans le tableau de classification périodique des éléments.
 - a- Donner la structure électronique du soufre.
 - b- Déduire son nombre de charge.
 - c- Donner le symbole de l'ion simple que peut donner le soufre.

Exercice 9

- 1) Donner les schémas de Lewis des molécules d'eau H_2O , de peroxyde d'hydrogène H_2O_2 et d'ammoniac NH_3 .
- 2) Expliquer la formation de l'ion ammonium NH_4^+ et de l'ion hydronium H_3O^+ .
- 3) L'ion bichromate porte deux charges négatives, il est formé de deux atomes de chrome (Cr) et sept atomes d'oxygène. Ecrire la formule chimique de l'ion bichromate.
- 4) L'atome de potassium (K) donne un ion qui porte une charge positive.
Ecrire la formule brute du bichromate de potassium.

5) L'ion de chlore porte une charge négative. Ecrire la formule brute du chlorure d'ammonium.

Exercice 10

1) Ecrire la ou les représentations de Lewis possibles pour les molécules suivantes : NO ; CO ; CO₂ ; NO₂ ; C₂H₄ et C₂H₂.

2) Ces entités chimiques obéissent-elles à la règle de l'octet ?

Institut Pédagogique National

CHAPITRE IV : IONS EN SOLUTION



Objectifs :

- Maîtriser quelques notions générales sur les solutions ioniques
- Pouvoir identifier quelques ions
- Comprendre le mécanisme de l'électrolyse
- Être capable de réaliser le montage du dispositif expérimental d'une électrolyse.

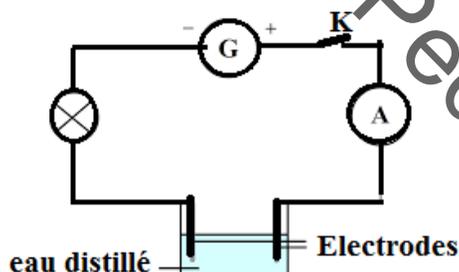
I- SOLUTIONS AQUEUSES IONIQUES

Matériel

- Un cuve
- Un galvanomètre
- Une lampe
- Un ampèremètre
- Des fils conducteurs
- Eau distillée
- Du chlorure de sodium
- Interrupteur
- Deux électrodes

Manipulation

- Réaliser le montage ci-dessous



- Fermer l'interrupteur
- Que constatez-vous ?
- Ajouter du chlorure de sodium dans l'eau distillée
- Que constatez-vous ?

Résultats

Lorsque la cuve ne contient que de l'eau distillée, la lampe ne s'allume pas, l'ampèremètre n'affiche rien et le galvanomètre montre le passage d'un très faible courant.

Lorsqu'on ajoute du chlorure de sodium, la lampe s'allume, l'ampèremètre et le galvanomètre affichent le passage du courant.

Interprétation

- L'eau distillée est une eau qui contient des ions en quantité négligeable. On constate que l'eau distillée ne laisse quasiment pas passer le courant électrique.

- Par contre, l'eau salée (solution aqueuse de chlorure de sodium $\text{Na}^+ + \text{Cl}^-$) est une solution conductrice car elle contient des ions. Idem pour la solution aqueuse de sulfate de cuivre ($\text{Cu}^{2+} + \text{SO}_4^{2-}$).

I- 2) Définition d'une solution aqueuse ionique

une solution aqueuse est dite "ionique" si les espèces chimiques qui se dissolvent dans l'eau (le solvant) sont des ions.

Dans la solution, les charges positives portées par les cations et les charges négatives portées par les anions sont égales en valeurs absolues : On dit que les solutions ioniques sont électriquement neutres.

La proportion d'un soluté dans une solution est désignée par la concentration.

On distingue :

a- La concentration massique : c'est le rapport d'une masse (m) d'un soluté par rapport au volume (V) de la solution exprimée en g/L

$$C_m = \frac{m}{V}$$

m : masse du soluté en (g)

V : volume en (L)

C_m : Concentration massique (g/L)

b- Concentration molaire : C'est le rapport d'une quantité de matière d'un constituant A (nombre de moles) (n) par rapport au volume (V) de la solution exprimé en mol/L. On la note C_A ou

$$C_A = \frac{n_A}{V} \text{ ou } [A] = \frac{n_A}{V}$$

C_A : Concentration molaire de A en (mol/L)

n_A : quantité de matière de A en (mol)

Relation entre C_A et C_m : $C_A = \frac{C_m}{M}$.

I- 2) Solubilité

a) Activité :

Fatma en préparant du zrigue, introduit du sucre en agitant le liquide au fur et à mesure.

A chaque fois le sucre disparaît dans la solution. Arrive un moment où elle constate que le sucre ne disparaît plus et forme un précipité au fond du récipient.

b) Définition :

La solubilité est la capacité d'un solvant de dissoudre un soluté. Il s'agit de la concentration massique maximale au-delà de laquelle le soluté ne se dissout plus.

On la note S.

Cette solubilité varie d'un solvant à un autre et dépend de la température.

Si une solution ne peut plus dissoudre un soluté, elle a atteint la saturation et le soluté commence à se déposer au fond du récipient formant ainsi un précipité : On parle de solution saturée.

Exemple : La solubilité du chlorure de sodium dans l'eau pure à 20°C est de 360g

La solubilité du chlorure de permanganate de potassium (KMnO_4) à 20°C est de 64g/L

II- LES ELECTROLYTES

Un électrolyte est un corps composé dont la solution aqueuse conduit mieux le courant électrique que l'eau pure.

Un électrolyte est dit fort s'il s'ionise totalement dans l'eau. Il est dit faible lorsque son ionisation dans l'eau est partielle.

La solution d'un électrolyte renferme des cations et des anions.

Exemple d'électrolytes :

Nitrate d'argent (AgNO_3) en solution : (Ag^+ , NO_3^-) ; Hydroxyde de sodium (NaOH) en solution : (Na^+ , OH^-) ; Chlorure de baryum (BaCl_2) en solution (Ba^{2+} , 2Cl^-)...

II- Tests d'identification de quelques ions

D'une manière générale, un test de reconnaissance est utilisé pour confirmer ou infirmer la présence d'une espèce chimique dans un milieu.

Il permet par exemple de vérifier la formation d'une espèce chimique lors d'une réaction chimique ou bien d'analyser la composition d'une solution inconnue.

Les tests de reconnaissance d'ions sont en général construits sur la base de **réactions** chimiques de "précipitation".

Les réactions de précipitation sont des réactions qui conduisent à la formation, en solution, de solides à consistance gélatineuse, de couleurs variables, facilement repérables et que l'on appelle "précipités".

Lorsque l'on recherche un ion, il va falloir provoquer une précipitation à partir de cet ion, c'est à dire choisir avec soin un réactif contenant un ion qui formera un solide (un précipité) de faible solubilité avec l'ion qui est recherché.

Réalisation pratique d'un test de précipitation

Dans la pratique, les **différentes étapes à suivre** sont les suivantes :

Etape 1 : il s'agit de commencer par **prélever dans un tube à essai un échantillon** (quelques millilitres suffisent) de la solution à analyser.

Etape 2 : puis on ajoute à cette solution à analyser quelques gouttes du réactif associé au test, et qui doit normalement réagir avec les ions recherchés.

Etape 3 : pour finir on observe le résultat et on vérifie qu'il se forme un précipité et que ce dernier possède bien la couleur prévue

Si aucun changement n'est visible, deux solutions sont envisageables :

- il est possible d'augmenter la quantité de réactif (ajouter quelques gouttes supplémentaires)
- ou bien il faut peut-être attendre quelques instants car il arrive que la formation de certains précipités soit lente.

Les principaux tests de reconnaissance d'ions

Etudions maintenant un peu plus en détail les principaux tests de reconnaissance d'ions.

Test de reconnaissance des ions Cuivre II

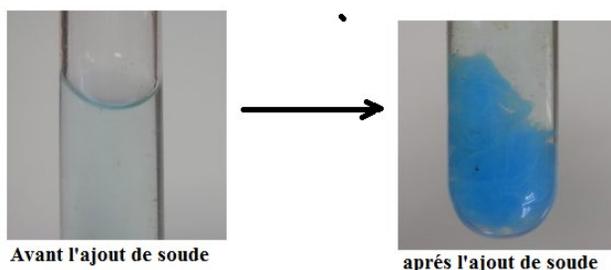
Lorsque l'on met des ions Cuivre (II) Cu^{2+} en présence d'une solution de Soude, un précipité bleu doit se former :

Formule chimique de l'ion à reconnaître	Couleur de la solution aqueuse	Réactif	Couleur du précipité
Cu^{2+}	Bleue	Soude (hydroxyde de sodium) $\text{Na}^+ + \text{OH}^-$	Bleu

L'expérience consiste par exemple à prélever une solution de Sulfate de Cuivre (II), et à la mettre en présence de Soude.

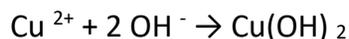
Elle mène alors à la formation d'un **précipité d'Hydroxyde de Cuivre ($\text{Cu}(\text{OH})_2$)**.

Les illustrations ci-dessous résument l'expérience réalisée :



La **réaction de précipitation** qui a eu lieu est la suivante :
Ions cuivre II + ions hydroxyde → précipité d'hydroxyde de cuivre

Elle se traduit par l'**équation de réaction chimique** suivante :



Test de reconnaissance des ions Zinc II

Le test de reconnaissance des ions Zinc II est assez similaire au test de reconnaissance des ions Cuivre II.

En effet, lorsque l'on met des ions Zinc (II) Zn^{2+} en présence d'une solution de Soude, un précipité blanc doit se former :

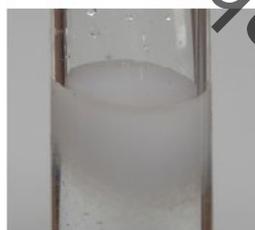
Formule chimique de l'ion à reconnaître	couleur de la solution aqueuse	Réactif	Couleur du précipité
Zn^{2+}	Incolore	Soude (hydroxyde de sodium) $\text{Na}^{+} + \text{OH}^{-}$	Blanc

L'expérience consiste par exemple à prélever une solution de Chlorure de Zinc (II), et à la mettre en présence de Soude. Elle mène alors à la formation d'un **précipité d'Hydroxyde de Zinc ($\text{Zn}(\text{OH})_2$)**.

Les illustrations ci-dessous résument l'expérience réalisée :



Avant l'ajout de soude



Après l'ajout de soude

La **réaction de précipitation** qui a eu lieu est la suivante :

Ions zinc II + ions hydroxyde → précipité d'hydroxyde de zinc II Elle se traduit par l'**équation de réaction chimique** suivante : $\text{Zn}^{2+} + 2 \text{OH}^{-} \rightarrow \text{Zn}(\text{OH})_2$

Test de reconnaissance des ions Chlorure

Lorsque l'on met des ions Chlorure Cl^{-} en présence d'une solution de Nitrate d'Argent, un

précipité bleu doit se former :

Formule chimique de l'ion à reconnaître	couleur de la solution aqueuse	Réactif	Couleur du précipité
Cl^-	Incolore	Nitrate d'argent $\text{NO}_3^- + \text{Ag}^+$	Blanc

L'expérience consiste par exemple à prélever une solution de Chlorure de Sodium, et à la mettre en présence de Nitrate d'Argent. Elle mène alors à la formation d'un **précipité de Chlorure d'Argent (AgCl)**. Les illustrations ci-dessous résument l'expérience réalisée :



Avant l'ajout de nitrate d'argent



Après l'ajout de nitrate d'argent

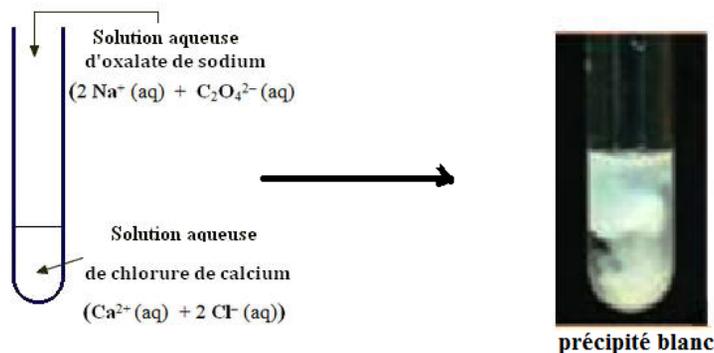
La **réaction de précipitation** qui a eu lieu est la suivante :
Ions chlorure + ions argent → précipité de chlorure d'argent. Elle se traduit par l'**équation de réaction chimique** suivante : $\text{Ag}^+ + \text{Cl}^- \rightarrow \text{AgCl}$

Test de reconnaissance des ions calcium

Dans un tube à essai, verser environ 1mL de solution de chlorure de calcium.

Ajouter ensuite quelques gouttes d'une solution d'oxalate de sodium

► Il se forme un précipité blanc d'oxalate de calcium $\text{Ca}(\text{C}_2\text{O}_4)$ (s). Ce test permet de caractériser l'ion calcium Ca^{2+} .

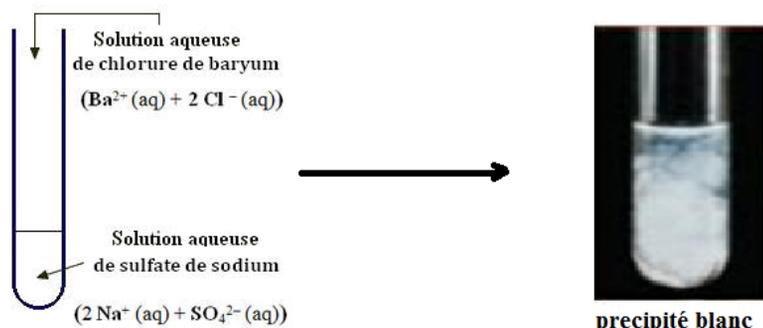


Test de reconnaissance des ions sulfate

Dans un tube à essai, verser environ 1mL de solution de sulfate de sodium.

Ajouter ensuite quelques gouttes d'une solution de chlorure de baryum.

- Il se forme un précipité blanc de sulfate de baryum $\text{BaSO}_4(\text{s})$.



III- ELECTROLYSE DE LA SOLUTION AQUEUSE DE CHLORURE DE SODIUM

Expérience

Matériel

- Un tube en U
- Solution de chlorure de sodium
- Deux électrodes de graphite
- Interrupteur
- Un générateur de courant continu
- Un ampèremètre
- De l'indigo (colorant bleu)
- phénolphtaléine
- Fils de connections

Manipulation

- Dans le tube en U, mettons la solution aqueuse de chlorure de sodium
- Introduire les électrodes de graphite comme le montre la **figure (1)**.
- Relions les électrodes au générateur de courant continu après avoir intercalé un ampèremètre.
- Sur l'anode (+), nous mettons quelques gouttes d'indigo (colorant bleu) et sur le cathodique (-) nous ajoutons quelques gouttes de phénolphtaléine.

Observations

Lorsque le courant électrique passe, nous observons un dégagement gazeux à chaque électrode.

A l'anode :

- Le gaz décolore l'indigo ; c'est du dichlore et nous sentons nettement l'odeur désagréable d'eau de javel.

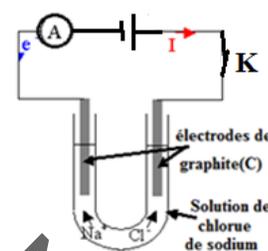


Figure.1

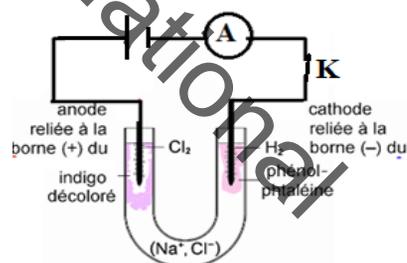


Figure.2

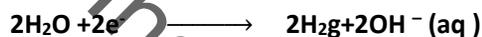
- Le phénolphtaléine prend une teinte rose violacée ; la valeur du pH est donc supérieure à 10. La solution est devenue basique. Il y a donc eu apparition d'ions hydroxyde OH⁻ .(figure. 2)

- Les ions Cl⁻(aq) migrent vers l'anode et viennent libérer leurs électrons excédentaires pour former du dichlore Cl₂ stable. A cette électrode, il y a perte d'électrons, ce qui correspond à une réaction élémentaire d'oxydation : $2\text{Cl}^{-}(\text{aq}) \longrightarrow \text{Cl}_2(\text{g}) + 2\text{e}^{-}$

A la cathode :

-Le gaz recueilli dans un tube à essais par déplacement d'air, détonne en présence d'une flamme. C'est du dihydrogène H₂.

- Le phénomène est plus complexe car le solvant intervient. En effet, l'eau est décomposée en dihydrogène H₂ et en ion hydroxyde OH⁻(aq). A cette électrode, il y a gains d'électrons, la réaction chimique qui s'y produit est une réaction élémentaire de réduction :



L'équation-bilan globale de l'électrolyse du chlorure de sodium en solution aqueuse est :



APPLICATIONS

I- 1) Définir les termes suivants : électrolyte, électrolyte fort et électrolyte faible

2) Qu'appelle-t-on cation et anion ?

3) Répondre par vrai ou faux :

a- Un électrolyte ne s'ionise pas dans l'eau.

b- Une solution électrolytique conduit mieux le courant électrique que l'eau pure.

c- Le passage du courant électrique dans une solution est dû aux électrons.

d- La précipitation d'un électrolyte ne dépend des concentrations des réactifs.

e- La solubilité d'un électrolyte dépend de sa force.

II - Q.C.M

a- Un cation est :

a₁- un atome ; a₂- un ion chargé positivement ; a₃- un ion chargé négativement.

b- L'ionisation de FeCl₃ dans l'eau donne les ions :

b₁- Fe³⁺ et Cl₃⁻ b₂- Fe³⁺ et Cl₃³⁻ b₃- Fe³⁺ et Cl⁻

c- La molarité des ions Na⁺ dans une solution de Na₂SO₄ 10⁻² M est :

c₁- 2.10⁻² mol.L⁻¹ c₂- 4.10⁻² mol.L⁻¹ c₃- 8.10⁻² mol.L⁻¹

d- 10mL d'une solution de CuSO₄ 10⁻² M nécessitent, pour précipiter tous les ions Cu²⁺ :

d₁- 10mL de NaOH 10⁻² M ; d₂ - 20mL de NaOH 10⁻² M ; d₃ - 1mL de NaOH 5.10⁻² M .

III- Exercice1

Le chlorure de calcium est utilisé comme absorbeur d'humidité dans des pièces humides ; Un sachet contenant une masse m= 1,2 Kg de chlorure de calcium anhydre CaCl₂ est placé sur une grille au-dessus d'une cuve rectangulaire dans laquelle on récupère la solution de chlorure de calcium.

1) Calculer la concentration molaire du soluté apporté lorsque tout le solide est dissout sachant que le volume de la solution est alors de 1,5L.

2) Quelles sont les concentrations molaires effectives des ions présents dans la solution.

(On donne Ca=40g/mol ; Cl=35.5g/mol)

Exercice2

Le glucose est un comprimé solide de formule C₆H₁₂O₆. Dans une fiole jaugée de 250mL contenant de l'eau distillée on introduit 27g de glucose que l'on met en solution ; on ajoute ensuite de l'eau distillée jusqu'au trait de jauge de la fiole et on homogénéise l'ensemble.

1) Calculer la concentration molaire du glucose dans la solution obtenue.

(On donne H = 1g/mol ; C = 12g/mol ; O = 16g/mol)

2) On effectue ensuite un prélèvement de 20mL de la solution obtenue. Quelle est la quantité de glucose contenue dans ce prélèvement.

CORRIGÉES

I-1) - Un électrolyte est un corps composé dont la solution aqueuse conduit mieux le courant électrique que l'eau pure.

- Un électrolyte est dit fort s'il s'ionise totalement dans l'eau.

- Un électrolyte est dit faible s'il s'ionise partiellement dans l'eau

2) - Un cation est un ion simple ou poly atomique qui porte une charge ou plusieurs charge(s) positive(s).

- Un anion est un ion simple ou poly atomique qui porte une charge ou plusieurs charge(s) négative(s).

3) a- Faux : Un électrolyte s'ionise dans l'eau. b - Vrai.

c - Faux : Le passage du courant électrique dans une solution électrolytique est dû aux ions.

d - Faux : La précipitation dépend de la concentration des réactifs.

e - Faux : La solubilité d'un électrolyte est indépendante de sa force.

II - Q.C.M

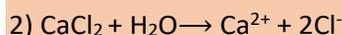
a - a₂, b - b₃; c - c₁; d - d₂.

III - Exercice1

$$1) C = \frac{n}{v} \text{ or } n = \frac{m}{M} \Rightarrow C = \frac{m}{Mv}$$

$$\text{A.N : } M = 40 + (35,5 \cdot 2) ; M = 111\text{g/mol}$$

$$C = \frac{1200}{111 \cdot 1,5} \Leftrightarrow C = 7,5\text{mol/L}$$



$$[\text{Ca}^{2+}] = C = 7,2 \text{ mol/L}$$

$$[\text{Cl}^-] = 2C = 14,4 \text{ mol/L}$$

Exercice2

$$1) C = \frac{n}{v} \text{ or } n = \frac{m}{M} \Rightarrow C = \frac{m}{Mv}$$

A.N :

$$M = 12 \cdot 6 + (1 \cdot 12) + (16 \cdot 6) ; M = 180\text{g/mol}$$

$$C = \frac{27}{180 \cdot 0,25} \Leftrightarrow C = 0,6\text{mol/L}$$

$$2) n' = CV' \quad \text{A.N} \quad n' = 0,6 \cdot 0,02 ; n' = 1,2 \cdot 10^{-2} \text{ mol.}$$

L'ESSENTIEL

- Les ions en solutions sont mis en évidence par la conduction électrique qui est négligeable à l'absence de ces ions.
- Une solution aqueuse est dite "ionique" si les espèces chimiques qui se dissolvent dans l'eau (le solvant) sont des ions.
- Une solution aqueuse ionique est électriquement neutre car il y a autant de charges positives que de charges négatives dans la solution.
- La concentration massique : c'est le rapport d'une masse (m) d'un soluté par rapport au volume (V) de la solution exprimée en g/L : $C_m = \frac{m}{v}$
- Concentration molaire : C'est le rapport d'une quantité de matière d'un constituant A (nombre de moles) (n_A) par rapport au volume (V) de la solution exprimée en mol/L.
$$C_A = \frac{n_A}{V} \text{ ou } [A] = \frac{n_A}{V}$$
- La solubilité est la capacité d'un solvant de dissoudre un soluté. Il s'agit de la concentration massique maximale au-delà de laquelle le soluté ne se dissout plus.
- Un électrolyte est un corps composé dont la solution aqueuse conduit mieux le courant électrique que l'eau pure.
- D'une manière générale, un test de reconnaissance est utilisé pour confirmer ou infirmer la présence d'une espèce chimique dans un milieu.
- Lors de l'électrolyse d'un électrolyte en solution les anions se dirigent vers l'anode (+) pour libérer leurs électrons, tandis que les cations vont vers la cathode (-) pour capter des électrons.

Exercices

Exercice1

Symbole de l'atome	Nombre de charges positives dans le noyau de l'atome	Nombre d'électrons	Formule de l'ion couramment associé	Non de l'ion	Nombre de charges positives dans le noyau de l'ion	Nombre d'électrons de l'ion	Charge
H	1	...	H ⁺	...	1	0	...
O	8	8	O ²⁻	...	8
...	26	24	...
Fe	26	...	Fe ³⁺	...	26
Al	13	...	Al ³⁺	...	13
...	30	30	28	...
Na	11	11	Na ⁺	...	11
...	17	...	Cl ⁻

Exercice2

1) Soient les molécules suivantes : le nitrate d'argent (AgNO₃) et le chlorure de cuivre CuCl₂.

S'agit-il des électrolytes ? Si oui donner :

a) Leurs formules de solutions ioniques

b) Justifier leur électro neutralité en faisant le bilan électronique.

2) Complète le tableau suivant : trouve les formules des solutions ioniques en mettant le bon coefficient devant l'ion pour conserver l'électro neutralité, puis la formule globale (=la formule du solide)

Solution ionique	Formule ionique	Formule globale
Nitrate de plomb	(Pb ²⁺ ;NO ₃)
Chlorure d'argent	(Ag ⁺ ;Cl ⁻)
Sulfate de cuivre	(Cu ²⁺ ;SO ₄ ²⁻)
Oxyde d'aluminium	(.....Al ³⁺ ;O ²⁻)

Exercice3

Compléter les équation d'ionisation et de précipitation suivantes :





Exercice4

Le sulfate de sodium (Na_2SO_4) est un électrolyte fort. On dissout une masse $m_1 = 1,42$ g de cet électrolyte dans l'eau pour préparer un volume $V_1 = 100$ mL d'une solution aqueuse S_1 de sulfate de sodium.

- 1) Ecrire l'équation de la dissociation ionique dans l'eau de cet électrolyte.
- 2) Calculer la concentration molaire C_1 de cette solution.
- 3) En déduire la concentration molaire des cations et des anions donnés par cet électrolyte.
- 4) On ajoute à la solution précédente un volume $V_2 = 400$ mL d'eau distillée.
 - a- Qu'appelle-t-on cette opération ?
 - b- Calculer la nouvelle concentration molaire de la nouvelle solution S_2 .

On donne : $\text{O} = 16$ g/mol ; $\text{Na} = 23$ g/mol ; $\text{S} = 32$ g/mol

Exercice5

On considère une solution aqueuse S_1 de nitrate de potassium KNO_3 (électrolyte fort) de concentration molaire $C_1 = 10^{-1}$ mol.L⁻¹. On se propose de préparer à partir de la solution S_1 , une solution S_2 de volume $V_2 = 100$ mL et de concentration molaire $C_2 = 10^{-2}$ mol/L. On dispose du matériel suivant : Une éprouvette de 100 mL ; un bécher de 100 mL ; une fiole jaugée de 100 mL ; une fiole jaugée de 50 mL ; une pipette jaugée de 10 mL ; une pipette jaugée de 5 mL et de l'eau distillée

- 1) Décrire brièvement le mode opératoire en précisant le matériel utilisé.
- 2) Ecrire l'équation d'ionisation du nitrate de potassium.
- 3) En déduire la molarité des ions provenant de cette ionisation dans la solution S_2 .

Exercice6

On considère une solution S de sulfate de fer III : $\text{Fe}_2(\text{SO}_4)_3$ de concentration molaire $C = 0,02$ mol/L et de volume $V = 200$ mL .

- 1) Ecrire l'équation de dissociation dans l'eau de sulfate de fer III
- 2) Déterminer la molarité des ions provenant de cette ionisation.
- 3) En déduire la masse de sulfate de fer III dissoute dans la solution S.

4) A la solution précédente on ajoute un volume V' d'une solution aqueuse d'hydroxyde de sodium de concentration molaire $C' = 0,1 \text{ mol/L}$; il se forme un précipité suivant une réaction totale.

a- Donner la couleur et le nom du précipité formé.

b- Ecrire l'équation de la réaction de précipitation.

c- Déterminer le volume V' nécessaire à la précipitation de tous les ions fer III.

d- Calculer la masse du précipité formé.

On donne : O = 16g/mol ; H = 1g/mol ; Fe = 56g/mol ; S = 32g/mol

Exercice 7

Le chlorure de plomb solide PbCl_2 est un électrolyte fort. Sa solubilité dans l'eau à la température ambiante (c'est-à-dire sa concentration dans ces conditions) $S = 1,6 \cdot 10^{-2} \text{ mol/L}$.

Dans un volume d'eau $V = 225 \text{ mL}$ on introduit une masse $m = 2 \text{ g}$ de chlorure de plomb. Après agitation il reste un dépôt de soluté non dissout de masse m' .

1) Ecrire l'équation de dissociation de chlorure de plomb.

2) Calculer la masse m' de dépôt de soluté non dissout.

3) Déterminer le volume minimale V' d'eau qu'il faut ajouter à la solution précédente, pour qu'après agitation le dépôt disparaisse.

On donne : Cl = 35,5g/mol ; Pb = 207g/mol.

Exercice 8

On dissout une masse $m = 3,25 \text{ g}$ de chlorure de fer III : FeCl_3 dans l'eau. On obtient une solution S de volume V.

La molarité des ions chlorure dans la solution est $0,06 \text{ mol/L}$.

1) Ecrire l'équation de dissociation ionique du chlorure de fer III.

3) Quel est le volume V de la solution S ?

4) Indiquer comment peut-on identifier les ions présents dans la solution S ? On écrira les équations des réactions précipitation et on donnera le nom et la couleur de chacun des précipités obtenus.

On donne : Cl = 35,5g/mol ; Fe = 56g/mol.

Exercice 9

On prépare une solution S_1 de sulfate de fer II en dissolvant une masse $m_1 = 4 \text{ g}$ de cet électrolyte dans l'eau de façon à obtenir un volume $V_1 = 100 \text{ mL}$ de solution.

1) a- Calculer la concentration molaire de la solution S_1 .

b- Ecrire l'équation de dissociation ionique de sulfate de fer II.

2) On fait réagir 10mL de la solution (S_1) avec un volume $V_2 = 30\text{mL}$

d'une solution (S_2) de KOH 0,2M

a- Ecrire l'équation de la dissociation ionique de l'hydroxyde de potassium dans l'eau.

b- Ecrire l'équation de la réaction de précipitation qui se produit. Donner le nom et la couleur du précipité formé.

c- Montrer que l'un des deux réactifs est en excès.

3) On filtre le mélange obtenu ; on obtient un solide.

a- Calculer la masse du solide obtenu.

b- Calculer les concentrations des différents ions présents dans le filtrat.

On donne : Fe = 56g/mol ; S = 32g/mol ; O = 16g/mol.

Exercice 10

On dispose de deux solutions ioniques :

. Une solution A de sulfate de fer III ($\text{Fe}(\text{SO}_4)_3$) de concentration

$C_A = 8 \cdot 10^{-2} \text{ mol/L}$.

. Une solution B de sulfate de cuivre II (CuSO_4) de concentration

$C_B = 4 \cdot 10^{-2} \text{ mol/L}$.

On mélange $V_A = 50\text{cm}^3$ de la solution A et $V_B = 150\text{cm}^3$ de la solution B, on obtient une solution (S).

1) Ecrire l'équation de chacune des réactions qui accompagnent la dissolution de chacun des électrolytes dans l'eau.

2) Calculer les concentrations molaires des ions présents dans (S).

Exercice 11

Dans un jus sucré, la concentration molaire du saccharose $\text{C}_{12}\text{H}_{22}\text{O}_{11}$ est égale 2,85 mol/L.

1) Quel volume de ce jus faut-il prélever pour disposer de 0,15 mole de saccharose.

2) Quel volume de ce jus faut-il prélever pour disposer de 85,5g de saccharose. (H = 1g/mol ; C = 12g/mol ; O = 16g/mol).

Exercice 12

On effectue l'électrolyse d'une solution de bromure de zinc entre les électrodes inattaquables de graphite. On observe sur l'une des électrodes un dépôt métallique et autour de l'autre l'apparition d'une coloration jaunâtre.

- 1) Quel est l'électrode où se dépose le métal ? Ecrire l'équation de la réaction électrochimique correspondante.
- 2) Ecrire l'équation de la réaction électrochimique se déroulant à l'autre électrode ; comment peut-on caractériser le corps formé.
- 3) Etablir l'équation bilan de l'électrolyse.
- 4) Faire un schéma du montage utilisé en indiquant le sens de déplacement des différents porteurs de charges.

Exercice 13

On dispose d'une solution de diiode où la concentration du diiode est égale à 50 mmol/L et d'une fiole jaugée d'un litre. Quel volume de cette solution faut-il introduire dans la fiole jaugée pour que, après avoir compléter jusqu'au trait de jauge avec de l'eau distillée, on obtient une solution où la concentration molaire du diiode soit égale à 12 mmol/L.

Exercice 14

Une solution constituée à partir d'un solide ionique AB (A est un cation) donne :

Un précipité vert par addition de quelques gouttes d'une solution aqueuse d'hydroxyde de sodium.

Un précipité blanc par addition de quelques gouttes de chlorure de baryum.

Identifier le cation A et l'anion B. Donner la formule du solide ionique AB.

Exercice 15

- 1) On électrolyse entre électrodes de graphite une solution d'iodure de potassium. Indiquer le sens de déplacement des ions dans la solution
- 2) A l'anode apparaît une coloration brun-orange due au diiode I_2 . Ecrire l'équation de la réaction de formation du diiode.
- 3) A la cathode on observe un dégagement gazeux. Le gaz obtenu, inodore est inflammable. Il détonne légèrement à l'air. De plus de la phénolphtaléine devient rouge au voisinage de la cathode. Interpréter ces observations et écrire l'équation de la réaction qui se déroule à la cathode.

CHAPITRE V : LES SOLUTIONS AQUEUSES



Objectifs

- Savoir que l'eau pure est faiblement conductrice d'électricité
- Pouvoir préparer une solution de concentration donnée
- Pouvoir réaliser et identifier la neutralisation acido-basique
- Pouvoir identifier la nature d'une solution à partir de son pH

L'EAU

L'eau est une substance chimique constituée de molécules H_2O .

Ce composé est très stable néanmoins très réactif, l'eau liquide est un excellent solvant, dans de nombreux contextes. Le terme eau est employé au sens restreint d'eau à l'état liquide, ou pour désigner une solution aqueuse diluée (eau douce, eau potable, eau de mer, etc.).

L'eau est un constituant biologique important, essentiel sous sa forme liquide pour tous les organismes vivants.

I - L'EAU PURE

Une eau pure est de l'eau qui ne contient que les molécules H_2O

1- Equilibre ionique de l'eau

Expérience

Matériels :

- Un bécher contenant de l'eau distillée
- Deux électrodes
- Un galvanomètre
- Un générateur
- Des fils de connections

Manipulation :

- Réalisons le montage schématisé ci-contre
- Fermons le circuit électrique

Observations :

Nous observons que la lampe brille faiblement et le galvanomètre détecte le passage d'un faible courant.

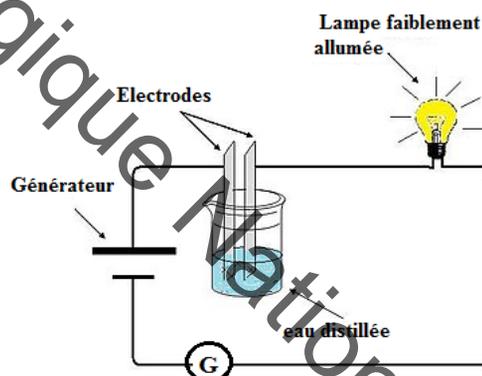
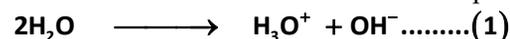
Conclusion ;

L'eau pure est faiblement conductrice d'électricité.

Donc, elle contient des ions de faible concentration.

L'eau, même pure, n'est pas constituée uniquement de molécules.

Les chocs entre deux molécules d'eau produisent des ions.



Les réactions (1) et (2) se produisent simultanément et conduisent à un équilibre chimique appelé équilibre ionique de l'eau : $2\text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{H}_3\text{O}^+ + \text{OH}^- \dots\dots(1)$

2- Le produit ionique de l'eau

L'étude des équilibres, qui sera étudiée dans les niveaux prochains, montre que le produit

$[\text{H}_3\text{O}^+] \times [\text{OH}^-]$ est constant pour toutes les solutions aqueuses à une température donnée et notée

$$K_e = [\text{H}_3\text{O}^+] \times [\text{OH}^-]$$

K_e est une constante appelée produit ionique de l'eau

- $[\text{H}_3\text{O}^+]$ est la concentration en ions hydronium
- $[\text{OH}^-]$ est la concentration en ions hydroxyde
- K_e est une grandeur sans unité qui dépend de la température.

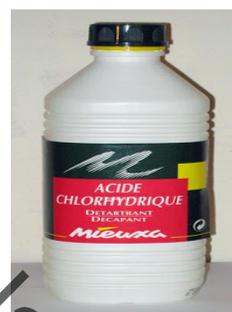
Dans une eau pure, les ions hydroxyde et les ions hydroniums sont produits en même quantité

par l'ionisation de l'eau. L'expérience montre que dans une eau pure et à 25°C,

$$[\text{H}_3\text{O}^+] = [\text{OH}^-] = 10^{-7} \text{ molL}^{-1} \Rightarrow K_e = [\text{H}_3\text{O}^+] \times [\text{OH}^-] = 10^{-14} \Rightarrow \boxed{K_e = 10^{-14}}$$

II - L'ACIDE CHLORHYDRIQUE

Dans la vie de tous les jours, l'acide chlorhydrique peut servir à détartrer ou désinfecter des sanitaires. Mais, il est principalement utilisé dans l'industrie. Il sert par exemple à la fabrication des engrais ou au décapage des métaux. Il peut également être employé comme agent d'hydrolyse, catalyseur ou réactif analytique par les industries pharmaceutiques ou du secteur de la plasturgie, entre autres.



1- Définition

L'acide chlorhydrique est une solution de chlorure d'hydrogène dans l'eau.

Le chlorure d'hydrogène, est un électrolyte fort, gazeux de formule chimique HCl qui s'ionise totalement en solution aqueuse pour donner des anions chlorure Cl^- et des cations hydronium H_3O^+ . Il se présente sous la forme d'un liquide incolore, d'aspect aqueux et à odeur piquante très reconnaissable. L'acide concentré est très corrosif avec des émanations ou « fumées » toxiques, et il doit être manié avec précaution; il peut avoir un pH inférieur à 1

2-Mesure de pH



Le pH est un nombre qui caractérise l'acidité ou la basicité d'une solution aqueuse

Il est estimé avec un papier indicateur de pH ou mesuré par un (pH – mètre).

Le pH-mètre est constitué d'une sonde que l'on plonge dans la solution et d'un voltmètre électronique gradué en unité de pH.

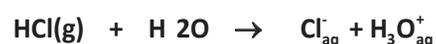
Les expériences montrent que le pH de la solution d'acide chlorhydrique est inférieur à 7 (PH <7)

pour calculer la valeur de pH, on applique la relation : $[H_3O^+] = 10^{-PH}$ et $Ca = [H_3O^+]$

3- Equation de dissociation de l'acide chlorhydrique dans l'eau

On peut préparer la solution d'acide HCl à partir d'un volume de gaz du chlorure d'hydrogène barboté dans l'eau.

L'équation de la dissolution du gaz de HCl dans l'eau :



Calcul du volume gazeux barboté :

Au cours de la dissolution du gaz de HCl dans l'eau, la quantité de matière se conserve

Donc

$$n_g = n_{H_3O^+} \Leftrightarrow \frac{V_g}{V_m} = C_a V_a$$

$$\Rightarrow V_g = V_m \cdot C_a V_a$$

V_m : Volume molaire du gaz dans les conditions de l'expérience

4- Définition d'un acide

L'acide est une espèce chimique capable de donner un ou plusieurs proton (H+) au cours des réactions chimiques.

5- Préparation d'une solution d'acide chlorhydrique par dilution

a-Définition de la dilution :

Diluer une solution, c'est augmenter le volume du solvant (l'eau) de la solution sans changer la masse du soluté.

La solution que l'on veut diluer est appelée solution mère, son volume sera notée V_m sa concentration sera notée C_m , la solution obtenue à partir de la solution mère est appelée Solution fille de volume V_f et de concentration C_f .

b-Calcul de Volume à prélever de la solution mère V_m :

Au cours de la dilution la quantité de la matière se conserve :

$$n_m = n_f \Leftrightarrow C_m V_m = C_f V_f$$

$$\Rightarrow V_m = \frac{C_f V_f}{C_m}$$

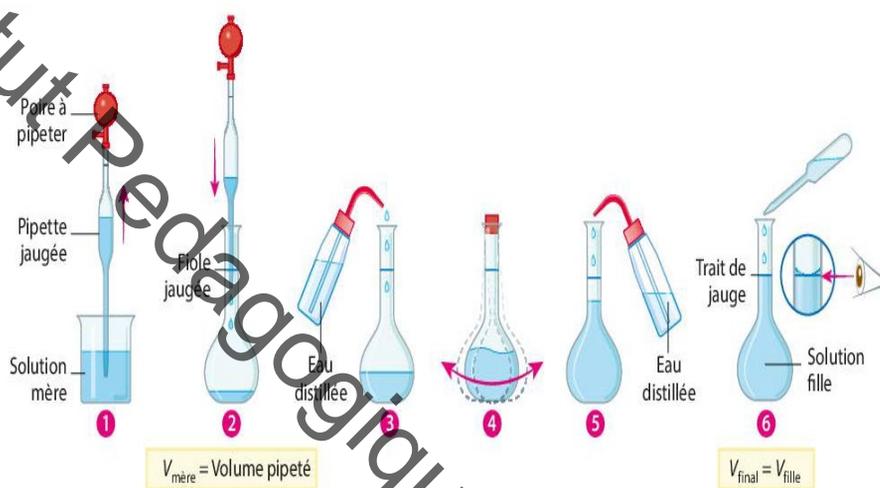
Expérience:

Matériel

- pipette jaugée
- Becher contenant la solution mère
- fiolle jaugée
- eau distillée

Manipulation

- prélever le volume V_m à l'aide de la pipette jaugée (figure.1)
- introduire ce volume dans la fiole jaugée (figure.2)
- Ajouter une quantité de l'eau distillée (figure.3)
- Agiter (figure .4)
- Compléter d'eau distillée jusqu'au trait de jaugée (figure .5)
- boucher et agiter pour homogénéiser (figure .6).



c-Définition d'une solution acide :

Une solution aqueuse d'acide, est une solution dont la concentration en ion hydroxyde HO^- est inférieure à la concentration en ion hydronium H_3O^+ , ou de $\text{pH} < 7$.

Application

On prélève $V_1 = 2 \text{ cm}^3$ d'une solution d'acide chlorhydrique de concentration $C_1 = 1 \text{ mol/L}$ qu'on introduit dans une fiole de $V_2 = 2 \text{ L}$. On ajoute de l'eau distillée pour obtenir 2 litres de solution diluée d'acide HCl. on donne le volume molaire $V_m = 24 \text{ L/mol}$.

1°) Calculer la quantité de matière (n) de l'ion H_3O^+ et de l'ion Cl^- contenus dans le volume de 2 litres.

2°) Calculer la concentration de la solution diluée.

3°) quel est le pH de la solution diluée.

4°) calculer le volume du gaz HCl à barboter dans l'eau pour trouver la solution précédente.

Correction

1- calcul de la quantité de matière (n) de H_3O^+ et Cl^-

L'équation de la réaction de HCl avec l'eau est :



D'après l'équation précédente, $n_{\text{HCl}}^0 = n_{\text{H}_3\text{O}^+} = n_{\text{Cl}^-}$

La dilution conserve la quantité de matière

$$n_{\text{H}_3\text{O}^+} = n_{\text{Cl}^-} = C_1 V_1 = 1 \times 2 \times 10^{-3} = 2 \times 10^{-3} \text{ mol}.$$

2-calcul de la nouvelle concentration :

Comme la quantité de matière est conservée

$$n_1 = n_2 \Leftrightarrow C_1 V_1 = C_2 V_2 \Rightarrow C_2 = \frac{C_1 V_1}{V_2}$$

$$\text{AN: } C_2 = \frac{1 \cdot 2 \cdot 10^{-3}}{2} = 10^{-3} \text{ mol/L}$$

3- Le PH de la solution diluée:

La concentration de la solution d'acide chlorhydrique est égale à la concentration des ions

$$\text{hydronium: } C_2 = [\text{H}_3\text{O}^+] = 10^{-\text{pH}} \text{ donc } [\text{H}_3\text{O}^+] = 10^{-3} \Rightarrow \boxed{\text{pH} = 3}$$

4- calcul du volume du gaz HCl à barboter dans l'eau :

$$\text{On a } V_g = V_m \cdot C_a V_a \Rightarrow V_g = 24 \cdot 0.001 \times 2 = 48 \cdot 10^{-3} \text{ L}$$

III) HYDROXYDE DE SODIUM OU (SOUDE)

L'hydroxyde de sodium (NaOH), également appelé soude caustique, est une substance qui se présente, à température ambiante, sous forme solide très soluble dans l'eau.



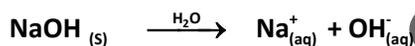
1- Mesure De pH

Comme la solution d'acide chlorhydrique, la mesure de pH de la solution d'hydroxyde de sodium est estimée avec un papier indicateur de pH ou mesuré par un pH - mètre.

Les mesures montrent que son pH est supérieur à 7 (pH > 7). Pour calculer la valeur du pH on applique la relation : $[H_3O^+] = 10^{-pH}$ tel que $[H_3O^+] = \frac{K_e}{[OH^-]}$

2- Equation de dissociation de l'hydroxyde de sodium dans l'eau

L'hydroxyde de sodium se dissocie dans l'eau suivant l'équation :



Dans la solution de NaOH les concentrations des ions OH^- et Na^+ sont égales et égales à la concentration de NaOH. $[NaOH] = [OH^-] = [Na^+]$

3- Définition d'une base

La base est une espèce chimique capable de capter un ou plusieurs protons (H^+) au cours des réactions chimiques.

4- Préparation d'une solution d'hydroxyde de sodium

Pour préparer une solution d'hydroxyde de sodium d'une concentration connue (C_b) et de volume connu (V_b) on peut:

a-Dissoudre une masse m_b dans un volume d'eau

La masse nécessaire pour préparer cette solution se calcule de la manière suivante:

$$C_b = \frac{n_b}{V_b} \Rightarrow n_b = C_b \cdot V_b \quad \text{d'autre par } n_b = \frac{m_b}{M_b} \Rightarrow m_b = n_b \cdot M_b \Rightarrow m_b = C_b \cdot V_b \cdot M_b$$

tel que M_b la masse molaire de NaOH ($M(NaOH) = 23 + 16 + 1 = 40 \text{ g/mol}$), $m_b(\text{g})$ est la masse de NaOH,

C_b (mol/L) est la concentration de NaOH, n_b (mol) est la quantité de matière de NaOH,

V_b (L) est le volume de la solution.

Expérience :

Matériels :

- Une balance électronique.
- Une quantité d'hydroxyde de sodium (solide).
- Une spatule.
- Une quantité de l'eau distillée
- Un bécher.
- Une fiole jaugée .
- Des bouchons.
- Entonnoir

Manipulation :

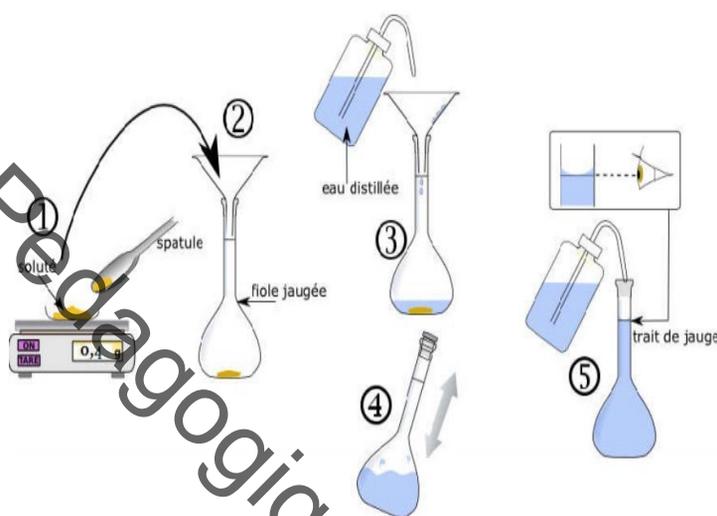
- pesons la masse de NaOH nécessaire à la préparation à l'aide de la balance (figure.1)

- Mettons la masse dans le fiole jaugée (figure.2)

- Ajoutons un volume d'eau distillée (figure.3)

- Agitons la fiole bouchée (figure.4)

- Compléter par l'eau distillée jusqu'à le trait de jauge (figure.5)



b- Par dilution de la solution (s) précédente (augmenter le volume) ; à partir de la conservation de la matière $n_b = n_{b'} \Rightarrow c_b \times V_b = c_{b'} \times V_{b'}$ $C_{b'} = \frac{n_b}{V_{b'}}$ tel que

(n_b) est la quantité de matière de la solution mère, (V_b) est le volume de la solution mère

(C_b) est la concentration de solution mère.

$(n_{b'})$ est la quantité de matière de la solution diluée (solution fille)

$(V_{b'})$ est le volume de la solution diluée

$(C_{b'})$ est la concentration de la solution diluée

Application

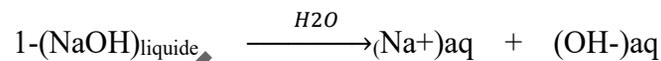
La mesure du pH d'une solution de soude (NaOH) à la température 25°C donne

$$\text{pH} = 11$$

1- Donner l'équation de la dissociation de NaOH dans l'eau

2- calculer la concentration de cette solution

Correction



$$2- C = [\text{OH}^-] = [\text{Na}^+] \text{ et on a } K_e = 10^{-14} = [\text{OH}^-] \times [\text{H}_3\text{O}^+] \text{ et } [\text{H}_3\text{O}^+] = 10^{-\text{pH}}$$

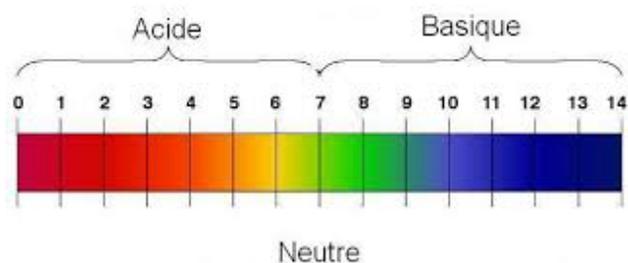
$$[\text{H}_3\text{O}^+] = 10^{-11} \text{ mol/L} \Rightarrow [\text{OH}^-] = \frac{K_e}{[\text{H}_3\text{O}^+]} \Rightarrow [\text{OH}^-] = \frac{10^{-14}}{10^{-11}} = 10^{-3} \text{ mol/L}$$

$$\text{Alors : } C_b = [\text{OH}^-] = 10^{-3} \text{ mol/L}$$

IV) DOMAINES DE PH

Domaines d'acidité et de basicité en solution aqueuse :

Les valeurs usuelles du pH sont comprises entre 0 et 14. A 25°C, une solution est acide si son pH est inférieur à 7, neutre si son pH vaut 7, basique si son pH est supérieur à 7.



V) LES INDICATEURS COLORES



Les indicateurs colorés sont des substances qui en solution aqueuse sont sensibles aux ions H_3O^+ et OH^- selon le pH de la solution dans laquelle ils se trouvent.

C'est – à – dire selon la concentration de $[H_3O^+]$ ou $[OH^-]$ ils adoptent une couleur ou une autre ,

Les indicateur usuels sont ;

- l'hélianthine (Hél)
- le bleu debromothymol ou (BBT)
- la phénolphtaléine PP

l'indicateur de bleu de bromothymol (BBT) :

Le bleu de bromothymol (ou BBT ou dibromothymol sulfonephtaléine) est un colorant de la famille des sulfones phtaléines souvent utilisé comme indicateur coloré de pH. En effet, il possède des propriétés halo chromiques.

Les teintes prises par cet indicateur en fonction du pH sont les suivantes :

- 1) A $pH = 7$, la moitié des particules (molécules ou ions) qui constituent le BBT donne une coloration jaune, l'autre moitié donne une coloration bleue, l'observateur voit une solution gris – vert : c'est la teinte sensible de l'indicateur.
- 2) A $pH < 6$, plus des 9/10 des particules de BBT donne une coloration jaune, le reste une coloration bleue ; l'observateur voit une solution jaune : c'est la teinte acide de l'indicateur.
- 3) A $pH > 8$, plus des 9/10 des particules de BBT donne une coloration bleue, le reste une coloration jaune. l'observateur voit une solution bleue : c'est la teinte basique de l'indicateur.



Remarque :

- 1) Les indicateurs colorés sont utilisés pour déterminer le point d'équivalence lors d'un titrage acido-basique
- 2) Zone de virage de l'indicateur BBT est $pH = (6 - 7.6)$

VI) NEUTRALISATION DE 'ACIDE HCL PAR LA BASE NAOH

Lorsqu'on mélange une solution d'hydroxyde de sodium (Na^+ , OH^-) et une solution

D'acide (H_3O^+ , Cl^-) et ajoutons quelques gouttes de l'indicateur (BBT –couleur jaune) il se produit une réaction acide - base quasi-totale entre

les ions H_3O^+ et les ions OH^- selon : $(H_3O^+ + Cl^-) + (Na^+ + OH^-) \rightarrow 2H_2O + Cl^- + Na^+$

ou plus simplement : $H_3O^+ + OH^- \rightarrow 2H_2O$.

Lors de cette réaction il ya trois cas ;

- 1) Si $n_a > n_b \Rightarrow$ la solution obtenue est un acide de $pH < 7$ (couleur jaune)
- 2) Si $n_b > n_a \Rightarrow$ la solution obtenue est une base de $pH > 7$ (couleur bleu)
- 3) Si $n_b = n_a \Rightarrow$ la solution obtenue est neutre $pH = 7$ (couleur vert)

Donc dans le cas(3) il ya équivalence (neutralisation) entre l'acide et la base

$$n_a = n_b \Rightarrow C_a V_a = C_b V_b$$

C_a , V_a et n_a sont respectivement la concentration , le volume et nombre de mole de HCl

C_b , V_b et n_b sont respectivement la concentration , le volume et nombre de mole de NaOH

Remarque

A l'équivalence d'une réaction entre l'acide HCl et la base NaOH on obtient une solution neutre de chlorure de sodium NaCl.

Application

On mélange un volume $V_a = 400\text{ml}$ d'acide chlorhydrique de concentration

$C_a = 0.03 \text{ mol/L}$ avec un volume $V_b = 200\text{ml}$ de la solution d'hydroxyde de sodium

De concentration C_b in connu le PH du mélange est $\text{PH} = 11.5$

1°) calculer les concentrations des espèces chimiques dans le mélange et en déduire

La concentration de la solution NaOH (C_b)

2°) calculer les masses m_a et m_b

Correction

Espèces chimique dans la solution : (H_2O , Na^+ , Cl^- , OH^- , H_3O^+)

$[\text{H}_3\text{O}^+] = 10^{-\text{PH}}$ $[\text{H}_3\text{O}^+] = 10^{-11.5} \text{ mol/L}$, par calculatrice on trouve que

$$[\text{H}_3\text{O}^+] = 3.16 \times 10^{-12} \text{ mol/L} \text{ et } [\text{OH}^-] = \frac{K_e}{[\text{H}_3\text{O}^+]} = \frac{10^{-14}}{3.16 \times 10^{-12}}$$

$[\text{OH}^-] = 3.16 \times 10^{-3} \text{ mol/L}$ avec $[\text{H}_3\text{O}^+]$ négligeable devant $[\text{OH}^-]$

Volume de solution ; $V_t = V_a + V_b \Rightarrow V_t = 400 + 200 \Rightarrow V_t = 600\text{ml}$

Les ions Cl^- et Na^+ sont des ins spectateurs le nombre mis en solution reste

Inchangé
$$[\text{Cl}^-] = \frac{n_{\text{Cl}^-}}{V_t} = \frac{0.03 \times 0.4}{0.6} = 0.02 \text{ mol/L}$$

$$[\text{Na}^+] = \frac{n_{\text{Na}^+}}{V_t} \Rightarrow [\text{Na}^+] = \frac{C_b V_b}{V_t} \Rightarrow [\text{Na}^+] = \frac{C_b \times 0.2}{0.6} \Rightarrow [\text{Na}^+] = \frac{C_b}{3} \text{ on applique}$$

la relation d'électro neutralité

$$[\text{H}_3\text{O}^+] + [\text{Na}^+] = [\text{OH}^-] + [\text{Cl}^-] \Rightarrow [\text{Na}^+] = \frac{C_b}{3} = [\text{OH}^-] + [\text{Cl}^-]$$

$$\frac{C_b}{3} = 3.16 \times 10^{-3} + 0.02 \text{ alors } (C_b) \approx 6.95 \times 10^{-2} \text{ mol/L}$$

2°) calcul les masses : $m_a = n_a M_a$ tel que $n_a = n_{\text{Cl}^-} = 0.02 \text{ mol}$ et $M_a = 36.5 \text{ g/mol}$

Donc $m_a = 0.73 \text{ g}$ et $m_b = n_b \times M_b$ tel que $n_b = n(\text{OH}^-) = 3.16 \times 10^{-3} \text{ mol}$

$M_b = 40 \text{ g/mol}$ donc $m_b = 126.4 \times 10^{-3} \text{ g}$

Exercice résolu ;

Choix d'un indicateur coloré dans une dosage acide fort / base forte on effectue le dosage de

$V_a = 40\text{cm}^3$ d'acide chlorhydrique (HCl) de concentration $C_a = 6 \times 10^{-3} \text{ mol/L}$ par une solution d'hydroxyde de sodium NaOH de concentration

$C_b = 0.012 \text{ mol/L}$, on a le choix pour effectuer le dosage pratique entre ; (Hél) dont la couleur passe du rouge au jaune entre $\text{PH} = 3.1$ et $\text{PH} = 4.4$ - virage de ; (B.B.T) dont la couleur passe du jaune au bleu entre $\text{PH} = 6$ et $\text{PH} = 7.6$ et la (P.P) qui passe l'incolore au rose violace entre $\text{PH} = 8.2$ et $\text{PH} = 10$

1. calculer le volume de base versé à l'équivalence
2. calculer le volume de base versé au moment où l'hélianthine commence à changer de couleur et le volume de base versé à la fin du virage, ce virage est-il long ou court ? permet-il de donner une valeur précise (au dixième) pour le volume de base équivalent ? la valeur exacte est-elle incluse dans celle du virage ?
3. Même question pour le bleu de bromothymol BBT
4. Même question pour la phénolphthaléine PP

Correction d'exercice ;

L'équation de la réaction ;

$\text{HCl} + \text{NaOH} \rightarrow (\text{H}_3\text{O}^+ + \text{OH}^-)_{\text{aq}} + (\text{NaCl}^-)_{\text{aq}}$ à l'équivalence

$$n_a = n_b \Rightarrow C_a V_a = C_b V_b \Rightarrow V_b = \frac{C_a V_a}{C_b} \quad V_b = 20 \text{ ml}$$

1. Si $\text{PH} = 3.1$ on a $V_b = 17.5 \text{ ml}$ si $\text{PH} = 4.4$ on a $V_b = 19.8 \text{ ml}$

Le virage est long (2,3)ml et donne une valeur inexacte ($17.5 < V_b < 19.8$) Si le $\text{PH} = 6$ on a $V_b = 20.0 \text{ ml}$ si $\text{PH} = 7.6$ on a $V_b = 20.0 \text{ ml}$ le virage est court, précis ($V_b = 20 \text{ ml}$) et donne une valeur exacte

2. Si $\text{PH} = 8.2$ on a $V_b = 20.0 \text{ ml}$ si $\text{PH} = 10$ on a $V_b = 20.8 \text{ ml}$; le virage court, peut précis mais donne une valeur exacte si on considère le début du virage .

VII)-L 'essentiel

➤ l'eau est une substance chimique constituée de molécule H₂O l'eau est très stable
L'eau liquide un excellent solvant L'eau pure est faiblement conductrice d'électricité.
Donc, elle contient des ions de faible concentration.

elle s'ionisé par l'équation :

$2\text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{H}_3\text{O}^+ + \text{OH}^-$ le produit ionique de l'eau pure est

$K_e = [\text{H}_3\text{O}^+][\text{OH}^-]$ à 25°C $K_e = 10^{-14}$ et $[\text{H}_3\text{O}^+] = [\text{OH}^-] = 10^{-7} \text{ mol/L}$

➤ La solution d'acide chlorhydrique HCl :

Est une solution du gaz HCl dans l'eau ; l'acide HCl est un électrolyte fort

➤ On peut préparer une solution diluée d'acide HCl mère de concentration C_m et volume à

prélever V_m tel que $V_m = \frac{C_f V_f}{C_m}$

Préparation de la solution d'acide HCl par dissout du gaz HCl dans l'eau :

$(\text{HCl})_g + (\text{H}_2\text{O})_L \rightarrow (\text{HCl})_L$,

➤ la concentration d'acide $C_a = [\text{H}_3\text{O}^+] = [\text{Cl}^-]$ est connu ,

➤ le volume du gaz HCl a barboter dans l'eau est $V_g = \frac{n}{V_m}$

➤ on peut mesurer le PH à partir de la relation suivante : $[\text{H}_3\text{O}^+] = 10^{-\text{PH}}$

➤ La solution d'hydroxyde de sodium NaOH :

Est une base qui se prépare par dissout d'hydroxyde de sodium solide dans l'eau

$(\text{NaOH})_{\text{solide}} + \text{H}_2\text{O} \rightarrow (\text{NaOH})_{\text{liquide}}$

Le PH de la solution de NaOH est $\text{PH} > 7$, la concentration de la base NaOH

Est $C_b = [\text{OH}^-] = [\text{Na}^+] \Rightarrow n_b = C_b V_b$ et $C_b = \frac{n_b}{V_b}$

➤ Neutralisation d'acide HCl par la base NaOH :

$(\text{Na}^+ + \text{OH}^-) + (\text{H}_3\text{O}^+ + \text{Cl}^-) \rightarrow 2\text{H}_2\text{O} + (\text{Na}^+ + \text{Cl}^-)$

A l'équivalence : $n_a = n_b \Rightarrow C_a V_a = C_b V_b$

Les indicateurs colorés:

Sont des substances en solution aqueuse sont sensibles aux ions H_3O^+ et ion OH^-

Selon le PH de la solution dans laquelle il se trouve

Les indicateurs usuels sont : (Hél , BBT . PP)

Domaine de pH :

✓ la solution d'acide $\text{PH} < 7$ la solution basique $\text{PH} > 7$

✓ La solution neutre $\text{PH} = 7$ on peut mesurer le PH par l'appareil de PH -
mètre

Exercices

Exercice(1) :

Compléter tous les trous signalés par un mot de vocabulaire sur la leçon.

L'acide chlorhydrique est uneaqueuse son pH està7, cette solution est donc

Et il ya des ions,

Exercice(2) :

on peut préparer une solution d'hydroxyde de sodium parunedans l'eau, la masse de soluté peut être calculer par la relation $m = \dots\dots\dots$ tel que V est, C est.....et M est

la formule moléculaire d'hydroxyde de sodium estcontient deux ions : l'ion de.....et l'ion de

on peut calculer le pH de cette solution par la relation.....la valeur de pH est à 7

Exercice (3)

Choisir pour chaque affirmation la réponse qui vous semble exacte et justifier brièvement.

1°) Il reste du HCl moléculaire dans une solution aqueuse d'acide HCl de concentration C_0

a) vrai b) faux c) cela dépend de C_0

2°) La concentration molaire des ions H_3O^+ dans une solution d'acide HCl est égale à la concentration initiale C_0 de la solution.

a) vrai b) faux c) cela dépend de C_0

3°) La concentration des ions H_3O^+ dans une solution d'acide HCl de concentration

$C_0=10^{-2}$ mol/L est égale à C_0 .

a) rigoureusement vraie b) vraie en première approximation c) fausse

Exercice (4)

à la température $0^\circ C$ le PH de l'eau est de 7.5 A $50^\circ C$ est de 6.6 calculer pour ces deux températures les concentrations des ions (H_3O^+) et (OH^-)

Exercice (5) :

1°) Quelle est la structure électronique de la molécule de chlorure d'hydrogène HCl et quel est Son état physique dans les conditions normal de la température et la pression (CNTP)

2°) déterminer les espèces chimiques présentent dans la solution d'acide chlorhydrique

Exercice (6) ;

1°) Donner les concentrations en mol/L des ions contenus dans des solutions d'acide chlorhydrique (A . B. C) tel que $PH(A) = 2$, $PH(B) = 3.5$, $PH(C) = 4.2$

2°) en déduire la concentration massique de chaque solution.

Exercice (7) :

On dispose de quatre solutions d'acide chlorhydrique (A B C D)

De concentrations connues : $C_A = 10^{-2}$ mol/L . $C_B = 3 \times 10^{-4}$ mol/L

$C_C = 0.5$ g/L et $C_D = 0.365$ g/L quel est le PH de chaque solution

Exercice (8) :

1°) Quel volume de chlorure d'hydrogène gazeux doit-on utiliser pour obtenir 1 L de la solution D'acide chlorure d'hydrogène de $PH = 2$

2°) Calculer la concentration de cette solution

Exercice (9) :

On dispose d'une solution d'acide chlorhydrique (S1) de concentration 0.8mol/L on veut préparer 4L d'une solution (S2) de concentration 0.01mol/L comment faut-il –procéder ? calculer le PH de la solution obtenu, calculer la masse de soluté (HCl)

Exercice (10) :

On mélange 50 cm³ d'une solution d'acide chlorhydrique de PH = 2 et 100cm³ d'une autre solution d'acide chlorhydrique de PH = 3

1°) quelle est la concentration de la solution obtenue ?

2°) calculer la concentration de (Cl⁻), et (H₃O⁺) puis calculer le PH de la solution

Exercice (11) :

1°) Quelle est la formule de l'hydroxyde de sodium (soude) et quel est son état Physique dans les (CNTP)

2°) écrire l'équation de la dissolution de (NaOH) solide dans l'eau et déterminer Les espèces chimiques présentes dans la solution

Exercice (12) :

Une solution de soude contient 20g par litre de pastilles d'hydroxyde de sodium

1°) Quelle est sa concentration molaire (c) et son PH

2°) on peut préparer une nouvelle solution par dilution de la solution précédente

La nouvelle concentration est $C' = \frac{C}{3}$

Exercice (13) :

1°) Quelle masse de NaOH solide faut-il –dissoudre dans un litre de solution pour obtenir une solution de concentration $C = 0,4\text{mol/L}$

2°) calculer le pH de la solution ?

Exercice (14) :

1°) Calculer les concentrations des solutions d'hydroxyde de sodium (A, B, C) tel que PH(A) = 10, PH(B) = 11,5, PH(C) = 13

2°) Calculer la quantité de matière dans chaque solution

Exercice (15) :

On dispose de quatre solutions de soude (A..B C D) de concentrations connues

$C_A = 10^{-2} \text{ mol/L}$, $C_B = 3 \times 10^{-3} \text{ mol/L}$, $C_C = 4\text{g/L}$ et $C_D = 0,2\text{g/L}$

1°) Calculer le PH de chaque solution

2°) calculer la concentration molaire de (C et D) et la concentration massique de (A et B)

Exercice (16) :

On dépose dans un cristallisoir contenant 1500 cm³ d'eau un morceau de sodium de masse 1,4g

1°) écrire l'équation bilan de la réaction observée

2°) quelle est la masse de soude formée ?

3°) entre quelles valeurs entières le PH est-il –situé ?

Exercice (17) :

Un flacon contient une solution (Sa) d'acide chlorhydrique.

1°) comment prouver expérimentalement que cette solution est ionique ? faire un schéma

2°) décrire deux expériences simples permettant d'identifier les ions contenus dans la solution

3°) on dose un volume $V_a = 20\text{ml}$ de (Sa) par une solution d'hydroxyde de sodium (Sb) de concentration $C_b = 0.1\text{mol/L}$

a°) faire la liste du matériel, représenter le montage utilisé en indiquant la suite des manipulations réalisées pour effectuer ce dosage

b°) l'équivalence est obtenue pour un volume versé $V_b = 10\text{ml}$ de (Sb)

- quelle est la valeur de la concentration (Ca) ?

- quelle est la valeur du pH de la solution (Sa) dosée ?

Exercice (18) :

Une solution d'acide chlorhydrique contenant $n_a = 2 \times 10^{-3}$ mol d'ion (H_3O^+) est mélangée

Avec une solution de soude contenant $n_b = 1,5 \times 10^{-3}$ mol d'ion (OH^-)

1°) écrire l'équation bilan de la réaction

2°) sachant que le volume du mélange est 20cm^3 calculer la concentration des espèces en solution après la réaction.

Exercice (19)

On doit verser 15cm^3 d'une solution d'hydroxyde de sodium de concentration $0,5\text{mol/L}$ dans 20cm^3 d'une solution d'acide chlorhydrique de concentration inconnue pour obtenir exactement l'équivalence acido – basique

a°) calculer la concentration de l'acide utilisée

b°) combien contient – t – elle de moles d'ions H_3O^+ dans 20cm^3 de la brise d'essais ?

Exercice (20) :

On possède une solution d'acide chlorhydrique de concentration $0,15\text{mol/L}$

Et de volume $V = 120\text{mL}$. On prélève 35mL de cette solution que l'on ajoute à 100mL d'eau.

Calculer la concentration de toutes les espèces en solution et le pH de la nouvelle solution.

Exercice (21):

Calculer la concentration initiale en mol.L^{-1} des solutions :

a) HCl de $\text{pH} = 3,9$

b) CH_3COOH de $\text{pH} = 4,3$

Réponse : a) $C_0 = 10\text{mol/L}$

b) $C_0 = 1,91.10\text{mol/L}$

Exercice (22) :

Trois solutions aqueuses ont même pH :

A contient $0,03\text{mol.L}^{-1}$ de $\text{CH}_3\text{CHCl}-\text{CO}_2\text{H}$ (acide 2-chloropropanoïque)

B contient $0,6\text{mol.L}^{-1}$ de $\text{ClCH}_2\text{CH}_2\text{CO}_2\text{H}$ (acide 3-chloro propanoïque)

C contient $0,007\text{mol.L}^{-1}$ de HCl. Quel est le pH commun à A, B et C

Exercice(23) :

On fait réagir 20g d'aluminium avec un litre d'une solution d'acide chlorhydrique HCl

De concentration $C_a = 1\text{mol/L}$

Institut Pédagogique National